QUÍMICA II

LIBRO DE TEXTO

Q. B. Judith Dora Sánchez Echeverría
I. BQ. I Zoila Calderón Beruecos
Q. F. I. María de Lourdes García Becerril

ÍNDICE

INTRODUCCIÓN.

La química moderna juega un papel primordial para mejorar la calidad de vida de la población. Sus aplicaciones cotidianas son múltiples y muy variadas, reflejándose en un sin fin de beneficios tanto a nivel individual como colectivo.

Por ello es de gran importancia que los jóvenes bachilleres conozcan, analicen y valoren los fundamentos de esta ciencia, para poder aplicarla adecuadamente

Este segundo texto básico de Química fue elaborado de acuerdo al programa oficial del Colegio de Bachilleres del Estado de Oaxaca, con la finalidad de ser un valioso apoyo didáctico en el proceso de enseñanza-aprendizaje y estimular en los alumnos su interés por el estudio de esta ciencia.

La obra esta constituida por cinco unidades, las cuales guardan continuidad con las seis unidades revisadas en el primer curso de Química.

La primera unidad comprende el estudio y análisis de los conceptos y procesos de oxidación y reducción, sus aplicaciones y el balanceo de ecuaciones por el método de Redox. También se desarrolla el estudio de la estequiometría, resaltando la importancia de ésta área debido a que se encarga del análisis de las relaciones cuantitativas en las reacciones químicas, así como las leyes que las rigen.

En la segunda unidad caracterizamos las dispersiones y posteriormente realizamos cálculos estequiométricos de soluciones; tanto de unidades físicas de concentración (concentración en peso, partes por millón, % en peso, % en volumen) como en unidades químicas de concentración (Molaridad, molalidad, normalidad y formalidad).

La tercera unidad denominada cinética química aborda el estudio de las velocidades a las que se efectúan las reacciones químicas, así como, los factores que la modifican (temperatura, concentración, catalizadores y naturaleza de las sustancias). También se estudia el equilibrio químico y el efecto que provoca en él

una cambio de concentración, temperatura o presión (Principio de Le Chatelier). Por último se desarrollan ejercicios para determinar el valor de la constante de equilibrio.

La cuarta unidad presenta y analiza las diferentes teorías que definen a los ácidos y bases (Arrhenius, Brönsted-Lowry y Lewis); así como los agentes que determinan su fuerza. Se estudia también la constante de ionización, el pH de las disoluciones y su escala, finaliza con las reacciones de neutralización y la hidrólisis de sales.

Por último la quinta unidad nos introduce al estudio de los compuestos orgánicos y las macromoléculas, iniciando con el estudio del carbono y sus hibridaciones; continuando con las reglas de nomenclatura de la UIQPA para hidrocarburos acíclicos y cíclicos. Continúa con la clasificación de los grupos funcionales y las macromoléculas naturales y sintéticas. Cabe mencionar que estos dos últimos temas se tratan en forma general debido a lo amplio de los mismos; y que son tratados profundamente en los cursos de Temas Selectos de Química uno y Biología I y II.

Después del desarrollo de cada unidad se presentan una serie de actividades de aprendizaje y ejercicios de evaluación, con la finalidad de reforzar lo aprendido.

En este texto las explicaciones de todos los temas se abordan en la forma que consideramos más sencilla, sin descuidar el rigor científico, con la finalidad que el alumno comprenda fácilmente los mismos.

Esperamos que esta obra cumpla su objetivo, poniéndola a consideración de todas las personas vinculadas con la materia, para que sus opiniones y sugerencias enriquezcan futuras ediciones.

Las autoras.

OBJETIVOS DE APRENDIZAJE.

* Describir el proceso de óxido-reducción.

* Establecer el número de oxidación de los elementos y balancear por el método REDOX.

* Realizar correctamente cálculos estequiométricos simples, como una herramienta para la resolución de problemas de proporcionalidad directa, aplicando las leyes ponderales.

* Diferenciar correctamente los sistemas dispersos.

*Desarrollar cálculos específicos de concentraciones físicas y químicas de las disoluciones.

* Identificar los factores de los que depende la velocidad de una reacción química.

* Comprender los conceptos de ácido y base; analizando los factores que determinan su fuerza.

* Determinar teórica y experimentalmente el pH de diferentes sustancias y realizar titulaciones.

* Valorar la importancia de la química orgánica en la naturaleza y vida cotidiana.

* Aplicar las reglas de nomenclatura U.I.Q.P.A.C. para los hidrocarburos.

* Identificar los grupos funcionales de los compuestos orgánicos.

* Conocer y analizar la constitución química de las macromoléculas naturales y sintéticas, reconociendo su importancia e impacto en la sociedad.

UNIDAD 1

OXIDO REDUCCIÓN Y ESTEQUIOMETRÍA

OBJETIVO DE APRENDIZAJE

Comprender y analizar los conceptos de oxidación y reducción.

Aprender a balancear ecuaciones químicas por el método de oxido-reducción.

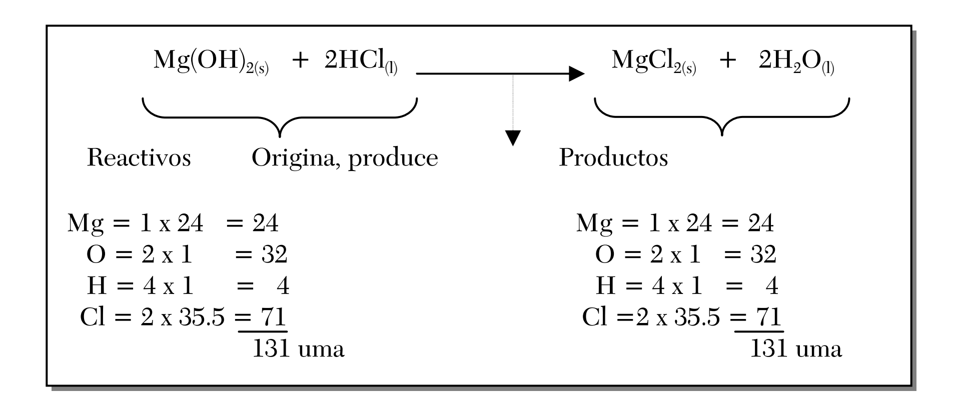
Realizar cálculos estequiométricos básicos.

1.1 OXIDO-REDUCCIÓN

En nuestro primer curso analizamos que la química es una ciencia cualitativa y cuantitativa, y se encarga de estudiar los cambios en la composición y estructura de la materia, los cuales ocurren mediante procesos denominados reacciones químicas que se representan por medio de ecuaciones químicas.

La información que nos proporcionan las ecuaciones químicas es muy útil, porque nos indican las sustancias que intervienen como reactivos y cuales se generan es decir quienes son los productos, también indican el estado de agregación de las sustancias que participan y condiciones (temperatura, presión, catalizadores) bajo las cuales se efectúa la reacción.

Recuerda que toda ecuación química debe cumplir la ley de la conservación de la masa de Antoine Lavoisier (1743-1794), por ello en la 6ª unidad del curso de química 1 identificamos los tipos de reacciones que existen y aprendimos a balancearlas por el método de tanteo. Al balancearlas podemos determinar las cantidades reales de las sustancia que intervienen como reactivos y las que se producen. Ejemplo:



Como puedes observar en esta ecuación, la misma cantidad de materia que reacciona es la que se produce pues solo se trasforma.

1.1.1 CONCEPTO DE OXIDACIÓN Y REDUCCIÓN

Existen otros métodos para balancear ecuaciones como son: el método de Óxido-Reducción (Redox), el de ión electrón y el algebraico.

En este curso aprenderemos a balancear ecuaciones por el método de Óxido-Reducción, pero antes es necesario recordar algunos aspectos como son:

- El número de átomos presentes en una fórmula esta determinado por el subíndice y por el coeficiente. Ejemplo

$3\ H_2SO_4$ → **Subíndice:** indica en número de átomos

Coeficiente: Número de moléculas, átomos o unidades fórmula

Los subíndices nos indican que hay 2 átomos de hidrógeno, 1 de azufre y 4 de oxígeno.

•Cuando en la fórmula exista un paréntesis, el subíndice que se encuentra fuera de este afecta a todos los elementos que se encuentren dentro de él. Ejemplo:

$$Cr_2(MnO_4)_3$$

•El subíndice 3 que se encuentra fuera del paréntesis, debe multiplicarse por el subíndice de cada elemento que se encuentre dentro de él.

Mn = 1 x 3 = 3 O = 4 x 3 = 12

Como el Cr esta afuera no se multiplica Cr = 2

•Por otro lado, los coeficientes son los números que anteceden a la fórmula de un compuesto o al símbolo de un elemento en una ecuación química e indican el número de moléculas, átomos o unidades fórmula presentes. Ejemplos:

3Cu	indica 3 átomos de Cu
5^{o}_{2}	indica 5 moléculas de O_2
2HCl	indica 2 unidades fórmula de HCl
$Ca(OH)_2$	indica una molécula de $Ca(OH)_2$
$4Cu(NO_3)_2$	indica 4 moléculas de $Cu(NO_3)_2$

Para encontrar el número de átomos de cada elemento en una fórmula, sólo se multiplica el número de átomos del elemento que contiene la fórmula, por el coeficiente que la precede.

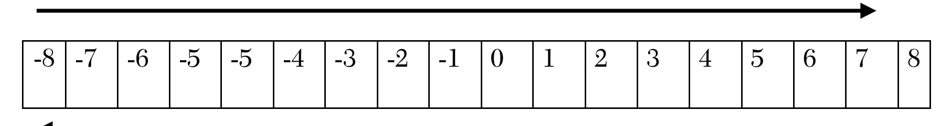
Oxidación: Este término se empleaba anteriormente para indicar la adición de oxígeno a una especie química y el término de reducción se utilizaba para indicar que una especie química perdía oxígeno.

Actualmente estos conceptos son definidos como:

OXIDACIÓN	REDUCCIÓN
Ganancia de oxígeno	Pérdida de oxígeno
Pérdida de electrones e^-	Ganancia de electrones (e^-)
Pérdida de hidrógeno	Ganancia de hidrógenos
Aumento en el número de oxidación	Disminución en el número de oxidación.

Cuando un elemento **se oxida su número de oxidación aumenta** por la pérdida de electrones (e^-), si el elemento **se reduce su número de oxidación disminuye**, por la ganancia de electrones.

OXIDACIÓN (pérdida de electrones)



-8	-7	-6	-5	-5	-4	-3	-2	-1	0	1	2	3	4	5	6	7	8

REDUCCIÓN (ganancia de electrones)

Ejemplos:

Cu^0 - $2e^-$ → Cu^{2+} se oxidó perdió 2 e^-

Fe^{3+} + $2e^-$ → Fe^{1+} se redujo gano 2 e^-

Es importante mencionar que la oxidación y la reducción en los procesos químicos se da de manera simultánea, es decir, en una reacción química no se puede oxidar una sustancia si otra no se reduce. Si una sustancia pierde electrones otra los gana.

1.1.2 AGENTE OXIDANTE Y AGENTE REDUCTOR.

Cualquier especie química al oxidarse pierde electrones y provoca que otra gane electrones por ello se denomina **agente reductor.**

Por el contrario cualquier sustancia que se reduce, gana electrones y provoca que otra pierda dichos electrones, por ello se denomina **agente oxidante**

Ejemplo

Se oxida (agente reductor)

K^0 + Cl_2^0 → K^+Cl^{1-}

Se reduce (agente oxidante)

El número de electrones perdidos por una sustancia debe ser igual a los ganados por otra. A cualquier oxidante de un tipo (Ox) se le puede asociar un reductor (Red) del mismo tipo, y viceversa: de este modo se define un **"par redox"** , que se designa por **Ox/Red.**

Una reacción de oxido reducción es un intercambio de electrones entre el oxidante de un par redox y el reductor de otro par. Considerando **n** como el número de electrones implicados y dos pares de redox designados como Ox_1/Red_1

y Ox_2/Red_2 tenemos que el Ox_1 reacciona con el Red_2 y se producirán las siguientes semirreacciones:

$$Ox_1 + n_1e^- \longleftrightarrow Red_1$$

$$Red_2 \longleftrightarrow Ox_2 + n_2e^-$$

Con el balance siguiente $n_2Ox_1 + n_1Red_2 \longleftrightarrow n_2Red_1 + n_1Ox_2$

Se ha multiplicado la primera ecuación por n_2 y la segunda por n_1 para que el número de electrones intercambiados en ambas semirreacciones sea el mismo.

Un par redox posee un **potencial normal de electrodo E^0,** el cual la UIQPA, lo define como su potencial de reducción, es decir, corresponde a la semirreacción:

$$Ox + ne^- \longrightarrow Red$$

Los pares redox se ordenan de acuerdo al valor de su potencial normal de reducción: entre más elevado sea su potencial, es mayor el poder oxidante de la forma oxidada.

En disolución, cuando se tienen dos pares redox Ox_1/Red_1 y Ox_2/Red_2 con potenciales normales respectivos $E^0{}_1$ y $E^0{}_2$, se $E^0{}_1 > E^0{}_2$ la reacción que se produce es:

$$n_2Ox_1 + n_1Red_2 \longrightarrow n_2Red_1 + n_1Ox_2$$

Es necesario comparar los potenciales de electrodo para prever termodinámicamente el sentido de la reacción de oxido-reducción.

1.1.3 REGLAS PARA DETERMINAR NÚMERO DE OXIDACIÓN.

En el primer curso de Química analizamos este tema, pero debido a la importancia que tiene para esta unidad te presentamos nuevamente lo más relevante.

Número de oxidación: Concepto teórico que agrupa a la valencia iónica y a la covalente. Es igual al número de electrones perdidos o ganados, total o parcialmente, por el elemento al formar un compuesto. Si todos los enlaces en el compuesto fueran iónicos, el número de oxidación sería igual a la carga del átomo. El número de oxidación representa la carga aparente de un átomo en la molécula.

Garritz y Chamizo lo definen como: "Un invento, o mejor dicho, una convención de los químicos. Se trata de un número entero que se asigna a cada elemento presente en un compuesto, con la idea de comparar su ambiente electrónico con el del mismo elemento en estado libre"[1]

Para asignar el número de oxidación deben emplearse las siguientes reglas:

1. Cualquier elemento en estado libre, tiene número de oxidación cero.
Ejemplos: O_2, K, Zn, Hg, H_2, Na, Cl2 N_{ox}=0
2. Para los iones el número de oxidación es igual a su carga.
Ejemplos: ión cloruro Cl-1 N_{ox}=1- Ión magnesio Mg_{+2} N_{ox}=2+
3. El número de oxidación de hidrógeno es 1+, excepto en los hidruros metálicos que es 1-
Ejemplos: H_2O Nox del H=1+ KH N_{ox} del H=1- CH_4 N_{ox} del H=1+
4. El número de oxidación del oxígeno siempres es 2- excepto en los peróxidos (O_{21-}), hiperóxidos (O_{21-}) y azónicos (O_{31-}). Con fluot trabaja con número de oxidación (2+), debido a que este elemento es más electronegativo que el oxígeno.
5. El número de oxidación de los metales es igual a su valencia iónica. Al formar compuestos binarios y terciarios con no metales siempre tendran Nox +. Por lo general es igual al grupo en que se encuentra en la tabla periódica.
Ejemplos: Alcalinos N_{ox}=1+ Alcalinotérreos N_{ox} =2+

---

[1] A.Garritz J.A.Chamizo. Química, Addison-Wesley Iberoamericana E.U.A 1994 p.770.

6. La suma algebraica de los números de oxidación de los átomos en un compuesto es igual a cero. Si es un ion, la suma debe ser igual a la carga del ión.
7. El número de oxidación positivo o negativo de un elemento en una molécula es relativo, depende de los demás elementos.

La mayoría de las veces el número de oxidación coincide con el número de valencia, pero hay algunas excepciones. Los elementos de un mismo grupo tienen números de oxidación similares debido a que su estructura electrónica externa es semejante.

Para asignar números de oxidación a cada elemento en un compuesto se realiza en el siguiente procedimiento:

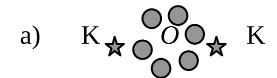
a) Se escribe la estructura de Lewis.
b) Los electrones enlazantes se asignan al núcleo más electronegativo que participa en el enlace.

Si se unen átomos de un mismo elemento, los electrones enlazantes se dividen equitativamente.

c) Se encuentran los electrones asignados a cada átomo, N_{asig}.
d) Ahora resta el N_{asig} al número de valencia del elemento, N_{val}.

Ejemplos:



a) 

b) K O K

c) El oxígeno tiene asignados 8 e^- El sodio tiene asignados cero e^-

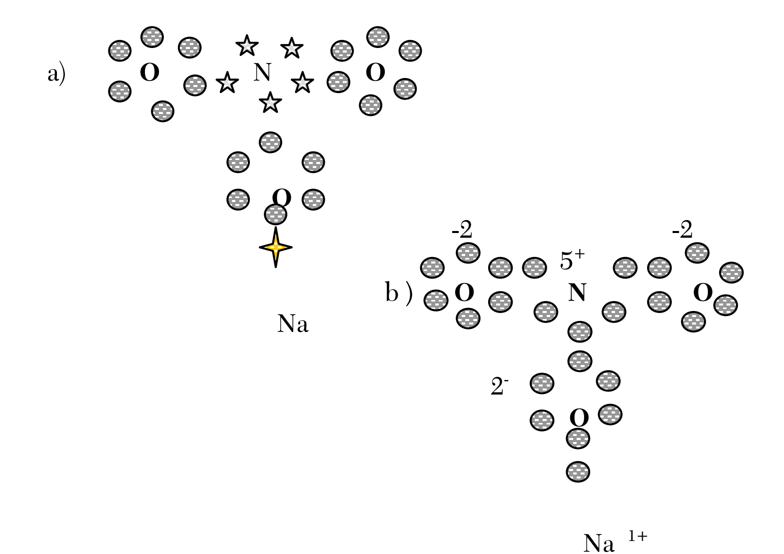
d) Procedemos a efectuar el paso 5. K $N_{oxi} = 1 - 0 = 1^+$

K^{1+} O^{2-} K^{1-} O $N_{oxi} = 6 - 8 = 2-$

Por último se realiza la suma de cargas para verificar que sea igual a cero. Recuerda que si se trata de un ión la suma de los números de oxidación debe ser igual a su carga.

K	K	O	
1+	1+	2-	= 0

2) $NaNO_3$



c)El Oxígeno tiene asignados 8e$^-$, el nitrógeno tiene asignados 2e$^-$ y el sodio no tiene asignados e-.

d) Procedemos a realizar el paso 5.

N N_{oxi} = 5 – 0 = 5 O N_{oxi} = 6 – 8 = 2- Na N_{oxi} = 1 – 0 = 1+

e) Suma de cargas Suma de cargas.

O = 2-
O = 2-
O = 2-
N = 5+
Na = *1+*
0

Para simplificar este procedimiento podemos determinar el número de oxidación de los elementos presentes en una fórmula a partir de los elementos cuyo número de oxidación no cambia y considerando también el grupo al que pertenezcan, pero sobre todo con las reglas mencionadas. Ejemplos:

$\overset{0}{Br_2}$	$\overset{1+\ 2-}{H_2S}$	$\overset{2+\ 6+\ 2-}{CaSO_4}$
2(0) = 0	*2(1+) + (2-) = 0*	*(2+) + (6+)+4(-2) = 0*
$\overset{2+\ \ 5+\ 2-}{Cu\ (NO_3)_2}$	$\overset{1+\ 5+\ 2-}{H_3PO_4}$	$\overset{1+\ 1+\ 4+\ 2-}{NaHSO_3}$
(2+) + 2(5+) + 6(2-) = 0	3(1+) + (5+) + 4(2-) = 0	(1+) + (1+) + (4+)+ 3(2-) =0
$\overset{2+\ \ 5+\ 2-}{Fe_3\ (PO_4)_2}$	$\overset{1+\ \ 6+\ 2-}{K_2Cr_2O_7}$	$\overset{3+\ 2-\ 1+}{Al\ (OH)_3}$
3(2+) + 2(5+) + 8(2-) = 0	2(1+) + 2(6+) + 7(2-) = 0	(3+) + 3(2-) + 3(1+) = 0

1.1.4 BALANCEO DE ECUACIONES POR REDOX.

Para balancear ecuaciones por óxido-reducción se emplean los siguientes pasos.

1. Escribe correctamente la ecuación.

2. Asigna los números de oxidación de todos los átomos que participan en la reacción y colócalos en la parte superior de su símbolo respectivo.

3. Identifica que elemento se oxida y cual se reduce.

4. Escribe las semi- ecuaciones.

5. Calcula el número de electrones que gana o pierde cada elemento (cambio en su número de oxidación).

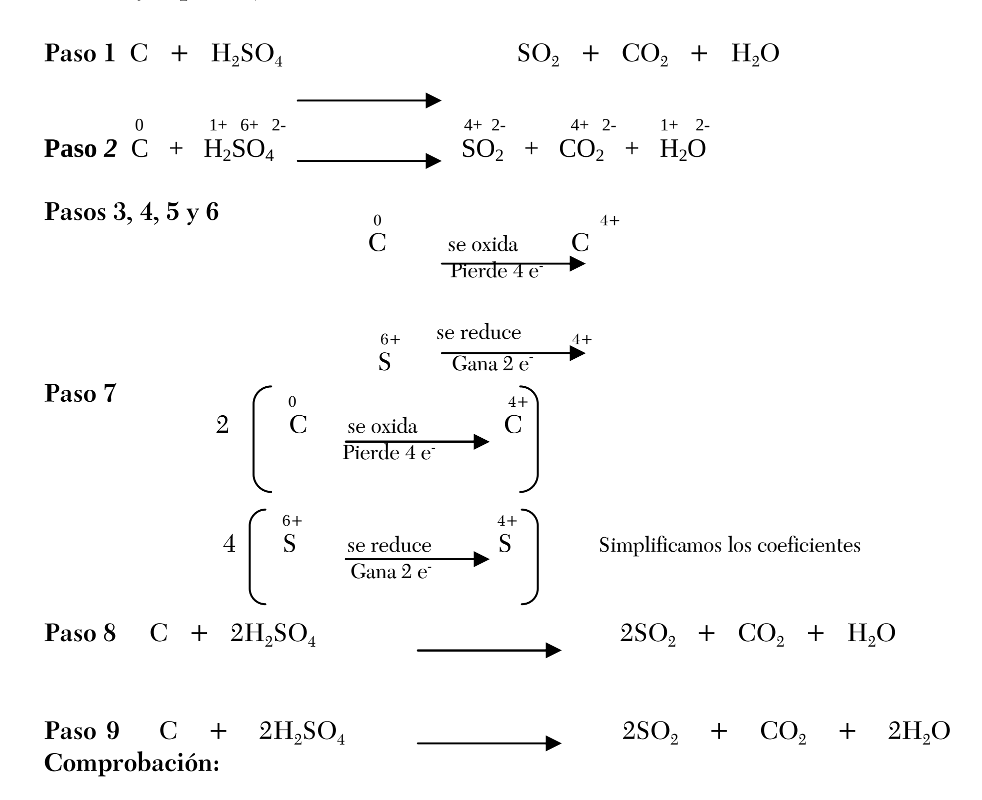
6. Si un elemento tiene número de oxidación cero, y éste se reduce o se oxida, el número de electrones perdidos o ganados por él se multiplica por su subíndice.

7. Intercambia el número de electrones, de manera que la cantidad de electrones perdidos del elemento que se oxida pase a ser el coeficiente del elemento que se reduce y viceversa. Si ambos son divisibles efectúa la simplificación. El número de electrones perdidos y ganados debe ser igual.

8. Los coeficientes obtenidos se colocan en las fórmulas de los compuestos que contienen a los elementos que cambiaron su número de oxidación.

9. Balancear los demás elementos por el método de tanteo, iniciando con los metales, después los no metales, el hidrógeno y al final el oxígeno. Sin modificar los coeficientes obtenidos por REDOX.

Ejemplos: A)



Átomos en reactivos	Elemento	Átomos en productos
1	C	1
2	S	2
8	O	8
4	H	4

Ejemplo 2

Paso1 $HCl + KMnO_4 \longrightarrow MnCl_2 + KCl + Cl_2 + H_2O$

Paso 2 $\overset{1+}{H}\overset{1-}{Cl} + \overset{1+}{K}\overset{7+}{Mn}\overset{2-}{O_4} \longrightarrow \overset{2+}{Mn}\overset{1-}{Cl_2} + \overset{1+}{K}\overset{1-}{Cl} + \overset{0}{Cl_2} + \overset{1+}{H_2}\overset{2-}{O}$

Pasos 3, 4, 5 y 6 $\overset{7+}{Mn} \xrightarrow[\text{gana 5}e^-]{\text{se reduce}} \overset{2+}{Mn}$

$\overset{1-}{Cl} \xrightarrow[\text{pierde 2}e^-]{\text{se oxida}} \overset{0}{Cl_2}$

Paso 7

$2\left[\overset{7+}{Mn} \xrightarrow[\text{gana 5}e^-]{\text{se reduce}} \overset{2+}{Mn}\right]$

$5\left[2\overset{1-}{Cl} \xrightarrow[\text{pierde 2}e^-]{\text{se oxida}} \overset{0}{Cl_2}\right]$

Paso 8 $10HCl + 2KMnO_4 \longrightarrow 2MnCl_2 + KCl + 5Cl_2 + H_2O$

Paso 9

$16HCl + 2KMnO_4 \longrightarrow 2MnCl_2 + 2KCl + 5Cl_2 + 8H_2O$

Comprobación.

Átomos en reactivos	Elemento	Átomos en productos
2	K	2
2	Mn	2
16	Cl	16
8	O	8
16	H	16

1.2 ESTEQUIOMETRÍA.

(De los vocablos griegos stoicheón, elemento y metrón = medida).

En varias profesiones y actividades diarias entra en juego la determinación de cantidades correctas. Por ejemplo en la preparación de un pastel se determinan las cantidades exactas de los ingredientes para un determinado número de personas, las cuales están determinadas en recetas específicas.

En química es necesario realizar el cálculo de cantidades de productos o de reactivos, usando ecuaciones químicas balanceadas. Una ecuación química viene siendo la receta del químico, en donde a partir de ella podemos calcular la cantidad de un reactivo dado para producir una cantidad determinada de producto, o inversamente, encontrar las cantidades exactas de producto que puede obtenerse a partir de una cantidad de reactivo.

La palabra **Estequiometría** fue establecida en 1792 por el químico alemán Jeremías B. Richter quién la empleó para designar a la ciencia que mide las proporciones según las cuales se deben combinar los elementos químicos. Richter fue uno de los primeros químicos que descubrió que las masas de los elementos y las cantidades en que se combinan se hallan en una relación constante.

> En la actualidad, el término Esteoquimetría se emplea en relación al estudio de la información cuantitativa que se deduce a partir de símbolos y laas formulas en las ecuaciones químicas.

Esta rama de la Química estudia las proporciones ponderales o volumétricas en una reacción química. Una ecuación química es esencialmente una relación que muestra las cantidades relativas de reactivos y productos involucrados en una reacción química.

1.2.1 DETERMINACIÓN DE LA MASA MOLAR.

La masa en gramos de 1 mol de una sustancia se denomina **masa molar.** La masa molar (en gramos) de cualquier sustancia siempre es numéricamente igual a su peso fórmula2 (en uma) y se obtiene sumando las masa atómicas de los elementos que la forman. Para ello se emplean los siguientes pasos:

1) Escribir la fórmula.
2) Multiplicar el peso atómico de cada elemento por el número de átomos (recuerda que nps lo proporciona el subíndice) presentes.
3) Sumar los resultados parciales, para obtener la masa molar de la sustancia, en uma.

Ejemplos: Determinar la masa molecular de los siguientes compuestos.

a) **Fe_2O_3 Óxido de hierro III**

Elementos		No. De átomos		Masa atómica		
Fe	=	2	x	56	=	112
O	=	3	x	18	=	48
				Masa molar	=	160 uma

b) H_2SO_4 Ácido sulfúrico.

Elementos		No de átomos		Masa atómica		
H	=	2	x	1	=	2
S	=	1	x	32	=	32
O	=	4	x	16	=	64
				Masa molar	=	98 uma

c) $Ca(NO_3)_2$ Nitrato de calcio.

Elementos		No. De átomos		Masa atómica		
Ca	=	1	x	40	=	40
N	=	2	x	14	=	28
O	=	6	x	16	=	96
				Masa molar	=	164 uma

1.2.2 MOL Y NÚMERO DE AVOGADRO.

Mol. Es la unidad fundamental empleada en química, y se define como:

Cantidad de una sustancia que contiene 6.02 x 10^{23} unidades fundamentales.

O bien como:

Cantidad de sustancia que contiene tantas unidades fórmula como átomos hay exactamente en 12 g de carbono

Recuerda, la masa de un mol de cualquier sustancia expresada en gramos se llama **masa milar.**

1 mol = masa molar en g
1 mol = 6.02 x 1023 unidades fundamentales.

Retomando los ejercicios anteriores en los cuales determinamos la masa molar tenemos:

a) La masa molar del Fe_2O_3 (Óxido de hierro III) es = 160 uma, por lo tanto:

1 mol de Fe_2O_3 = 160 g

b) la masa molar del H_2SO_4 (Ácido sulfúrico) es = 98 uma, por ello.
1 mol de H_2SO_4 = 98 g

c) La masa molar del $CA(NO_3)_2$ (nitrato de calcio) = 164 umas, es decir,
1 mol de $Ca\,(NO_3)_2$ = 164 g

Ahora bien, si se trata de un elemento la masa molecular será igual a su masa atómica.

1 mol de sodio (Na) tiene una masa = 11g
1 mol de oxígeno (O2) tiene una masa = 32g

Si se trata de un ion, determina de igual forma:
1 mol del ion fosfato (PO4-3) tiene una masa = 95g

Cuando se escribe una ecuación química, los coeficientes indican el número de mol, de cada sustancia presente, ejemplo:

$$N_{2\,(g)} + 3H_{2\,(g)} \longleftrightarrow 2NH_{3\,(g)}$$

Una mol de nitrógeno se combina con 3 moles de hidrógeno y forman dos moles de amoniaco.

NÚMERO DE AVOGADRO. Es el número de partículas que contiene un mol de cualquier sustancia. Este número es igual a $6.02X10^{23}$ unidades elementales (átomos, moléculas, iones, etc.).

1.2.3 VOLUMEN MOLAR O VOLUMEN MOLECULAR GRAMO.

Para las sustancias gaseosas en condiciones estándar NTP (1 atmósfera de presión, y 0 ºC), un mol de cualquier sustancia gaseosa ocupa un volumen igual a 22.415 litros. A ello se le denomina volumen molar.

Ejemplo

$$N_{2\,(g)} + 3H_{2(g)} \longleftrightarrow 2NH_{3(g)}$$

22.415 litros de N_2 se combinan con 3 x (22.415) litros de H_2 y forman 2 x (22.415)litros de NH_3, si la reacción se efectúa en condiciones estándar (NTP).

1.3 LEYES PONDERALES

La estequiometría se basa en las leyes que establecen las relaciones entre las masas, y los volúmenes involucrados en las reacciones químicas las cuales se denominas leyes ponderales, entre las más importantes tenemos:

1.3.1 LEY DE LA CONSERVACIÓN DE LA MASA

El químico francés Antoine Laurent de Lavoisier (1743-1794) está considerado como el padre de la química moderna. Se interesó en los experimentos que permitían medir la materia, por ello empleo una balanza como instrumento de medición. En 1785 como resultado de sus trabajos estableció la ley de la conservación de la masa que dice:

> En toda reacción química, la masa de los reactivos es igual a la de los productos. La masa no se crea ni se destruye solo se transforma. O bien, En todos los fenómenos químicos, la masa total de las sustancias que intervienen en una reacción permanecen constantes.

1.3.2 LEY DE PROPORCIONES CONSTANTES O DEFINIDAS.

Esta ley fue propuesta por el químico francés Joseph Proust en 1799 y se expresa:

> Cuando dos o más elementos se combinan para formar un compuesto, lo hacen siempre en proporción definida y constante, es decir, un compuesto determinado siempre tiene una fórmula precisa y su composición no depende del metodo por medio del cual se obtiene.

También puede definirse como: "La relación en masa de dos o más elementos que se unen para dar una combinación química definida, es constante" [2]

Proust formuló esta ley basándose en los resultados obtenidos en diferentes experimentos, por ejemplo demostró que el carbonato de cobre (II) $CuCO_3$, estaba formado por, carbono, oxígeno y cobre, los cuales conservan las mismas proporciones en masa: 1 átomo de carbono por 3 átomos de oxígeno y 1 átomo de cobre, sin importar el método de preparación o el tamaño de la muestra. Tabla 1.1 las proporciones en masa de cada uno de los elementos en el $CuCO_3$

Elemento	Masa atómica	Número de átomos	Masa total de cada elemento (g)	Relación en masa de átomos en el compuesto
Cu	63.55	1	63.55	63.55/ 12 = 5.3
O	12	1	12	48/12 = 4
C	16	3	48	12/12 = 1

Esta proporción en masa también se puede expresar en gramos o en porcentajes.

A partir de la fórmula de un compuesto, podemos calcular el porcentaje en el que intervienen cada uno de los elementos que la forman (composición centésimal).

$$\% \text{ del elemento} = \frac{\textbf{masa del elemento en el compuesto}}{\textbf{masa molecular}} \textbf{ x 100}$$

Tabla 1.1 Ejemplo de la ley de proporciones constantes.

Elemento	Masa atómica	Número de átomos	Masa total de cada elemento (g)	% del elemento
Cu	63.55	1	63.55	63.55/123.55 x 100 =51.43%
C	12	1	12	12/123.55 x 100 = 9.7 %
O	16	3	48 Masa molecular 123.55g	48/123.55 x 100 = 38.85%

[2] Villarreal Fidel, Butruille Daniel R.J. Estequiometría, Ed Trillas, ANUIES. 1993, p.50.

Como otro ejemplo tenemos que, experimentalmente se ha comprobado por medio de la electrólisis o por cualquier otro método de descomposición, que el agua (H_2O) esta constituida por hidrógeno y oxígeno en una relación 1: 8 independientemente de las condiciones en que se efectúe el experimento.

Si se efectúa el proceso inverso es decir, la síntesis del agua, la relación ponderal del hidrógeno y el oxígeno es la misma 1 : 8 . En términos de masa esto significa que cada 100g de agua contienen 11.19 g de hidrógeno y 88.81 g de oxígeno. Como observaste en la tabla 1.1 las relaciones ponderales pueden expresarse también en porcentajes.

Masa atómica del Hidrógeno = 1 Masa atómica del Oxígeno = 16

H = 2/1 = 2 O = 16/1 = 16 Relación H: O
2: 16 = 1 : 8

$$\mathbf{2H_{2\,(g)} + O_{2\,(g)} \longrightarrow 2H_2O_{\,(g)}}$$

2 mol de $H_{2\,(g)}$ + 1 mol de $O_{2\,(g)}$ producen 2 mol de $H_2O_{\,(g)}$
4 gramos de $H_{2(g)}$ + 32 gramos $O_{2(g)}$ 36 gramos de $H_2O_{(g)}$
2 moléculas de $H_{2(g)}$ + 1 molécula $O_{2(g)}$ 2 moléculas de $H_2O_{(g)}$

En condiciones NTP

2(22.41 L) de $H_{2(g)}$ + 22.4 L de $O_{2(g)}$ 2 (22.4 L) de $H_2O_{(g}$

Elemento	Masa atómica	Número de átomos	Masa total de cada elemento (g)	% del elemento = masa total del elemento entre la masa molecular x 100
H	1	2	2	2/18 x 100 0 = 11.19.%
O	16	1	16	16/18 x 100 = 88.88 %

Ahora comprobemos esta ley en un problema sencillo:

Se tienen 2 muestras de un compuesto formado por C y B; la primera de ellas contiene 34% de C y 66 % de B, la segunda muestra contiene 22.1 g de C y 42.9g de B. Demuestre que se cumple la ley de proporcione constantes.

Datos Primera muestra: 34 % de C y 66 % de B

Segunda muestra: 22.1 g de C y 42.9 g de B

Procedimiento: calculamos la masa de la 2ª. Muestra.

22.1 g + 42.9 g = 65g, ésta es la masa total de la muestra por ello la igualamos 100%.

% de C = 22.1g /65g x 100 = 34%

% de B = 42.9g /65g x 100 = 66%

Como puedes analizar, la relación en masa de los elementos que se unen para formar este compuesto es definida y constante. Con ello comprobamos la ley de proporciones definidas.

1.3.3 LEY DE LAS PROPORCIONES MÚLTIPLES.

Esta ley fue propuesta por John Dalton (1766-1844) e indica que: cuando dos o más elementos se combinan para formar una serie de compuestos, mientras el peso de un elemento permanece constante los otros varían en relación de números enteros y pequeños.

También podemos enunciarla: "Cuando un elemento A se combina con otro elemento B en diferentes proporciones para formar dos o más compuestos, los pesos del elemento A que se combinan con un peso fijo del elemento B se encuentran entre sí en relaciones numéricas enteras y sencillas"[3].

Como ejemplo tenemos el Hidrógeno y el oxígeno los cuales forman el agua H_2O, pero también forman el agua oxigenada H_2O_2.

Podemos demostrar esta ley a partir de las masas de cada elemento.

Para obtener la proporción de las masas de oxígeno que se combinan con una masa fija de hidrógeno a partir de las masas de los mismos procedemos de la siguiente forma:

- Se obtiene la relación de las masas del oxígeno que se combina con 1 g de hidrógeno en cada compuesto.

---

[3] Ibidem p.51

Masa de O que se combina por cada g de H en el H_2O

$$\frac{16 \text{ g de O}}{2 \text{ g de H}} = 8 \text{ g de O/1 g de H}$$

Masa de O que se combina por cada g de H en el H_2O_2

$$\frac{32 \text{ g de O}}{2 \text{ g de H}} = 16 \text{ g de O/1 g de H}$$

•Se obtiene la proporción en que está presente el oxigeno en los dos compuestos.

$$\frac{H_2O}{H_2O_2} = \frac{8 \text{ g de O/1 g de H}}{16 \text{ g de O/1 g de H}} = \frac{1}{2}$$

Esto nos indica que la proporción es de 1 unidad de masa de oxígeno en el H_2O, por 2 unidades de masa de oxígeno en el H_2O_2.

Podemos demostrar esta ley también, por medio del siguiente cuadro que muestra la relación en masa de los átomos que forman los óxidos de nitrógeno.

Masa atómica del N = 14 Masa atómica del O = 16

Para obtener la proporción en masa (masa relativa) debemos dividir la masa de cada elemento entre la masa más pequeña, con ello tendremos fija la cantidad de un elemento.

	Fórmula	No.de Átomos de N	No de átomos de O	Masa total de N	Masa total de O	Proporción en masa N : O
a)	N_2O	2	1	28	16	7 : 4
b)	N_2O_3	2	3	28	48	7 : 8
c)	N_2O_5	2	5	28	80	7 : 20

a) N = 28/16 = 1.75 O = 16/16 = 1 como obtuvimos una fracción procedemos a multiplicarla por un número que nos de un entero, en este caso es 4. Dando como resultado 7:4

b) N = 28/28 = 1 O = 48/28 = 1.71 como obtuvimos una fracción procedemos a multiplicarla por un número que nos de un entero, en este caso es 7. Siendo la relación 7: 8.

c) N = 28/28 = 1 O = 80/28 = 2.85 como obtuvimos una fracción procedemos a multiplicarla por un número que nos de un entero, en este caso es 7. Siendo la relación 7 : 20

1.3.4 LEY DE PROPORCIONES RECÍPROCAS O LEY DE RICHTER-WENZEL.

Cuando dos elementos A y B se combinana separadamente con un peso fijo de un tercer elemento C, los pesos relativos con los cuales Ay B se combinana entre sí, son los mismos con los que se conbinaron con C, o bien múltiplos o sulmúltipols.

También se define: cuando 2 elementos se combinan por separado con un peso fijo de un tercer elemento, los pesos relativos de aquellos son los mismos que se combinan entre sí.

Para explicar esta ley, retomaremos el ejercicio del agua H_2O donde el hidrógeno y oxígeno se combinan en una relación 1: 8; si el mismo peso de oxígeno (16g) se combinan con Br para formar Br_2O, se requieren 159.8g de bromo; o bien en una relación más simple 8g de oxígeno se combinan con 79.9g de bromo.

Masa atómica del Hidrógeno = 1 Masa atómica del Oxígeno = 16

H = 2/1 = 2 O = 16/1 = 16 Relación H: O
2: 16 = 1 : 8

Masa atómica del Bromo = 79.9g

Cuando el bromo y el hidrógeno se combinan y forman HBr, 1g de hidrógeno se combina con 79.9g de bromo, ó 2g de hidrógeno por 159.8g de bromo

Br_2O = 16g de oxígeno por 159.8 de Br. = 8g de oxígeno por 79.9g de Br

HBr = 1g de hidrógeno por 79.9g de Br =2g de hidrógeno por 159.8g de Br

La ley se cumple debido a que la relación que guardan el hidrógeno y el oxígeno es la misma.

1.3.5 LEY DE LAS COMBINACIONES GASEOSAS.

Esta ley establece que la relación de los volúmenes de las sustancias que participan en una transformación química se expresa por medio de números enteros y sencillos.

Por ejemplo, cuando se descompone el agua por electrólisis, independientemente de las condiciones en que se efectúe, se obtienen siempre los volúmenes de hidrógeno y oxígeno en relación 2:1.

Así también cuando se sintetiza el SO_3 se combinan el azufre y el oxígeno en una relación de: un volumen de azufre por tres de oxígeno1:3

1.4 DETERMINACIÓN DE FÓRMULAS.

De manera general se reconocen tres clases de fórmulas químicas estas son:

Fórmulas empíricas.
Fórmulas moleculares.
Fórmulas estructurales.

1.4.1 FÓRMULA MÍNIMA O EMPÍRICA.

Especifica la relación más simple entre el número de átomos de los elementos que constituyen un compuesto.

Para determinarla partimos de la composición porcentual de los elementos que forman un compuesto, por medio de los siguientes pasos:

a) Se determina el número relativo de átomos presentes, dividiendo el porcentaje de cada elemento entre su peso atómico respectivo. También denominada relación átomo-gramo.

$$\textbf{Relación átomo – gramo de A} = \frac{\textbf{\% del elemento A}}{\textbf{Peso atómico del elemento A}}$$

b) Se dividen todos los números obtenidos entre el menor de ellos (común denominador) para obtener números enteros.

C) Si los valores obtenidos no son valores enteros, se multiplican los cocientes obtenidos por el mínimo común múltiplo.

Los números que expresan esta relación de los elementos en el compuesto corresponden a los subíndices en la fórmula.

Ejemplo 1: Un análisis cuantitativo de un compuesto determino que éste estaba formado por 20% de hidrógeno y 80% de carbono. Determina su fórmula mínima.

Masas atómicas: C = 12 H = 1

a) $\frac{C}{12}$ = 80% = 6.66 $\frac{H}{1}$ = 20% = 20

b) Se dividen los números obtenidos entre 6.66

$C = \frac{6.66}{6.66} = 1 \qquad H = \frac{20}{6.66} = 3$

Fórmula mínima = CH_3

Ejemplo 2: Un análisis cuantitativo de dos compuestos diferentes formados por hidrógeno y oxígeno determinó que el primer compuesto estaba formado por 94.11% de oxígeno y 5.88 % de hidrógeno y el segundo contiene 88.88% de oxígeno y 11.11 % de hidrógeno, determina la fórmula mínima de cada compuesto.

Primer compuesto: $O = \frac{94.11\%}{16} = 5.88 \qquad H = \frac{5.88\ \%}{1} = 5.88$

Segundo compuesto: $O = \frac{88.88\%}{16} = 5.5 \qquad H = \frac{5.88\ \%}{1} = 11.11$

En el primer compuesto los dos resultados son iguales por ello la relación es 1:1. En el segundo compuesto el valor más pequeño es 5.5, por ello dividimos el 11.11/ 5.5, obteniendo la relación 1:2.

Compuesto	% O	% H	Relación Átomo-gramo O - H	Relación de combinación O : H	Fórmula mínima
1	94.11	5.88	5.88 – 5.88	1 : 1	H_2O_2
2	88.88	11.11	5.5 – 11.11	1 : 2	H_2O

Ejemplo 3: Entre el fósforo y el oxígeno se formaron dos compuestos. Se encontró que 1.5g de un compuesto contenía .845g de fósforo, mientras que una muestra de 2.5g del otro; contenía 1.09g de fósforo. Determine la fórmula mínima de los dos compuestos.

Primer compuesto:

masa total = 1.5g masa del P = .845g masa del O = X

Por diferencia de la masa total y la del P encontramos la masa del O.

$1.5 - .845 = .655g$ de O

Ahora calculamos el porcentaje de composición.

$$P = \frac{.845}{1.5} \times 100 = 56.33\% \qquad O = \frac{.655}{1.5} \times 100 = 43.66\%$$

Procedemos a calcular la relación átomo gramo.

$$P = \frac{56.33\%}{30.9} = 1.8 \qquad O = \frac{43.66\%}{16} = 2.7$$

Dividimos ahora los dos resultados entre 1.8 por ser el valor más pequeño.

$$P = \frac{1.8}{1.8} = 1 \qquad O = \frac{2.7}{1.8} = 1.5$$ se multiplican por 2.

Fórmula mínima del primer compuesto: P_2O_3

Segundo compuesto:
Masa total de la muestra = 2.5g masa del P = 1.09 masa del O = X
Por diferencia de la masa total y la del P encontramos la masa del O.
$012.5 - 1.09 = 1.41g$ de O

Ahora calculamos el porcentaje de composición.

$$P = \frac{1.09}{2.5} \times 100 = 43.6\% \qquad O = \frac{1.41}{2.5} \times 100 = 56.4\%$$

Procedemos a calcular la relación átomo gramo.

$$P = \frac{43.6\%}{30.9 \quad 16} = 1.4 \qquad O = 56.4\% = 3.5$$

Dividimos ahora los dos resultados entre 1.4 por ser el valor más pequeño.

$$P = \frac{1.4}{1.4} = 1 \qquad O = \frac{3.5}{1.4} = 2.5$$ se multiplican por 2

Fórmula mínima del segundo compuesto: P_2O_5

Nota: La fórmula mínima de un compuesto, no expresa siempre el número real de átomos de cada elemento presentes en la molécuá

1.4.2 FÓRMULA MOLECULAR.

Representa el número real de átomos de cada elemento presentes en una molécula. Puede ser un múltiplo de la fórmula mínima.

Para calcular la fórmula molecular cuando se conoce la fórmula mínima se emplean los siguientes pasos:

a) Se suman los pesos atómicos del número total de los elementos que se encuentran en la fórmula mínima.

b) Se divide el peso molecular entre el peso fórmula.

$$\textbf{Relación} = \frac{\textbf{Peso molecular}}{\textbf{Peso fórmula}}$$

c) Se multiplican los subíndices por el cociente de la división. Si el cociente no es un número entero, se realizan los ajustes necesarios, por medio de redondeo.

Ejemplo 1: Un compuesto con fórmula mínima $NaCO_2$, tiene un peso fórmula de 134, calcule su fórmula molecular.

Masas atómicas: Na = 23 C = 12 O = 16

a) Suma de los pesos atómicos de los elementos de la fórmula mínima.

Na = 23 x 1 = 23
C = 12 x 1 = 12
O = 16 x 2 = 32
67

b) Se divide el peso molecular entre el peso fórmula.

$$\frac{134}{67} = 2$$

c) Multiplicamos los subíndices por el resultado obtenido en el paso anterior.

Fórmula molecular = $Na_2C_2O_4$

Cuando conocemos la composición porcentual de un compuesto y la masa molecular del mismo, primero determinamos la fórmula mínima y luego la molecular.

Ejemplo 2: Determinar la fórmula molecular de un compuesto que esta formado por 30.43% de N y 69.57% de O y su masa molecular es igual a 92g.

Rel. Átomo-gramo: $N = \frac{30.43\%}{14} = 2.17$ $O = \frac{69.57\%}{16} = 4.35$

Ahora dividimos los cocientes entre el más pequeño.

$N = \frac{2.17}{2.17} = 1$ $O = \frac{4.35}{2.17} = 2$

Obtenemos así la fórmula mínima: NO_2

Posteriormente sumamos los pesos atómicos de los elementos de la fórmula mínima.

$N = 14 \times 1 = 14$

$O = 16 \times 2 = 32$

46

Dividimos la peso molecular entre el peso fórmula.

$\frac{92}{46} = 2$

Por último multiplicamos los subíndices por 2.

La fórmula molecular es: N_2O_4

1.5 RAZONES ESTEQUIOMÉTRICAS

Al cociente entre dos coeficientes estequiométricos se le denomina razón estequiométrica, y es un parámetro constante y universal para cada par de participantes en una reacción[5].

Ejemplo:

$$2H_{2(g)} + O_{2(g)} \longrightarrow 2H_2O_{(g)}$$

En esta reacción la razón estequiométrica entre el oxígeno y el hidrógeno es:

$$\frac{H_2}{O_2} = \frac{2\ \text{mol}\ H_2}{1\ \text{mol}\ 0_2}$$

La razón indica que se requieren dos mol de hidrógeno por uno de oxígeno para poder reaccionar. Se usan los coeficientes para definir la relación molar. Algunas otras razones Estequiométricas que podemos tener son:

$$\frac{O_2}{H_2O} = \left[\frac{1\ \text{mol}}{2\ \text{mol}}\right] \qquad \frac{O_2}{H_2O} = \left[\frac{32\ \text{g}}{36\ \text{g}}\right]$$

Los **cálculos estequiométricos** son aquellos que se realizan para conocer con precisión la cantidad que se va a obtener de un determinado producto, conocidas las cantidades de los reactivos o, por el contrario, las cantidades de reactivo que se han de utilizar para obtener una determinada cantidad de producto. La expresión "cantidad estequiométrica" indica la cantidad exacta que se necesita de una sustancia de acuerdo con una ecuación química.

Para poder realizar los cálculos estequiométricos debemoas:

a) Escribir correctamente la ecuación química.
b) Balancear la ecuación.
c) Examinar las relaciones molares en la ecuación química para obtener la respuesta a la pregunta que haya sido formulada, es decir; se identifican las sustancias que intervienen en el problema.

d) Establecer las razones molares de la reacción o **razones esteoquimétricas.** Éstas representan el cociente del número de moles de dos especies químicas.
e) Efectuar las operaciones correspondientes y obtener resultados.

Nota: La razón de dos cantidades cualesquiera en la ecuación ajustada nos da **el factor "químico"** de conversión

Los cáculos estequiométricos pueden ser:

Masa-masa	Masa-mol	Masa-volumen
Mol-mol	Mol-volumen	Volumen-volumen

1.5.1 RELACIONES MASA-MASA.

En esta primera aplicación la cantidad de sustancia que se conoce y la que se busca están en unidades de masa.

Ejemplo1: ¿Qué masa de dióxido de carbono se produce en la combustión completa de 100g de pentano, C_5H_{12}?

1. En caso de que no se tenga la ecuación química establecerla en base al problema, identificando cuales son los reactivos y cuales los productos.

$$C_5H_{12} + O_2 \longrightarrow CO_2 + H_2O$$

En una reacción química de combustión se requiere oxígeno y lo que se produce teóricamente es bióxido de carbono y agua.

2. Verificar si la reacción se encuentra balanceada, si no proceder a balancearla.

$$C_5H_{12} + 8\,O_2 \longrightarrow 5\,CO_2 + 6H_2O$$

3. Establecer la relación masa-masa de la sustancia inicial(100g de pentanol) y de la que se pide (gramos de bióxido de carbono). Calcular la masa molecular de los compuestos que intervienen.

$$\underset{72g}{\overset{100g}{C_5H_{12}}} + 8\,O_2 \longrightarrow \underset{220g}{\overset{Xg}{5CO_2}} + 6H_2O$$

4. Establecer la razón estequiométrica y efectuar las operaciones para obtener el resultado.

$$100\text{ g } C_5H_{12}\left(\frac{220\text{g } CO_2}{72\text{ g } C_5H_{12}}\right) = 305.56\text{ g } CO_2$$

Ejemplo 2: ¿Cuantos gramos de zinc se requieren para producir 45 g de nitrato de zinc según la siguiente ecuación?

$$Zn_{(s)} + HNO_{3(ac)} \longrightarrow Zn(NO_3)_{2(ac)} + N_2O_{(g)} + H_2O$$

Se balancea la ecuación

$$4Zn_{(s)} + 10HNO_{3(ac)} \longrightarrow 4Zn(NO_3)_{2(ac)} + N_2O_{(g)} + 5H_2O$$

Establecer la relación masa-masa de la sustancia inicial y la que se pide. Calcular la masa molecular de las sustancias que intervienen en el problema.

$$\underset{260\text{ g}}{\overset{\text{Xg}}{4\,Zn_{(s)}}} + 10\,HNO_{3(ac)} \longrightarrow \underset{756\text{ g}}{\overset{45\text{g}}{4Zn(NO_3)_{2(ac)}}} + N_2O_{(g)} + 5H_2O$$

Se establece la razón estequiométrica y se efectúan las operaciones.

$$\left(\frac{45\text{ g Zn }(NO_3)_{2(ac)}}{756\text{ g Zn }(NO_3)_{2(ac)}}\right) 260\text{g Zn} = 15.48\text{ g Zn}$$

1.5.2 RELACIONES MASA-MOL.

En estos problemas una de las sustancias que participa se expresa en gramos y la otra en mol.

Ejemplo: 1¿Cuántos gramos de hidrógeno se puede producir cuando reaccionan 6 mol de ácido clorhídrico con aluminio?

$$Al_{(s)} + HCl_{(ac)} \longrightarrow AlCl_{3(ac)} + H_{2(g)}$$

Se balancea la ecuación:

$$Al_{(s)} + 3HCl_{(ac)} \longrightarrow AlCl_{3(ac)} + 1.5H_{2(g)}$$

Se establece la relación masa – mol.

$$\underset{}{Al_{(s)}} + \underset{3mol}{\overset{6mol}{3HCl_{(ac)}}} \longrightarrow AlCl_{3(ac)} + \underset{3g}{\overset{Xg}{1.5H_{2(g)}}}$$

Se establece la razón estequiométrica y se efectúan las operaciones

$$6mol\ HCl \times \frac{3g\ H_2}{3mol\ HCl} = 6g\ H_2$$

Ejemplo 2: Se desean obtener 150g de Hidróxido de sodio mediante la siguiente reacción.

$$Na_2CO_3 + Ba(OH)_2 \longrightarrow NaOH + BaCO_3$$

Calcule el número de mol de Na_2CO_3. requeridos.

Se balancea la ecuación.

$$Na_2CO_3 + Ba(OH)_2 \longrightarrow 2NaOH + BaCO_3$$

Se establece la relación masa – mol.

$$\underset{1mol}{\overset{Xmol}{Na_2CO_3}} + Ba(OH)_2 \longrightarrow \underset{2(40)=80g}{\overset{150g}{2NaOH}} + BaCO_3$$

$$\frac{1mol}{80g} \times 150g = 1.875\ moles\ Na2CO3$$

1.5.3 *RELACIÓN MOL-MOL.*

La cantidad de sustancia inicial se da en moles y la cantidad de sustancia se pide en moles.

Ejemplo 1: ¿Cuántas moles de oxígeno se necesitan para reaccionar completamente con 6 moles de hexano C_6H_{14}?

Escribir la ecuación de la reacción:

$C_6H_{14} + O_2 \longrightarrow CO_2 + H_2O$

Balancearla

$2C_6H_{14} + 19\,O_2 \longrightarrow 12\,CO_2 + 14H_2O$

Escribir la relación en moles debajo de la ecuación.

$$\underset{2\text{ mol}}{\overset{6\text{mol}}{2C_6H_{14}}} + \underset{19\text{ mol}}{\overset{X\text{mol}}{19\,O_2}} \longrightarrow 12\,CO_2 + 14H_2O$$

La razón estequiométrica es:

$$6 \text{ mol } C_6H_{14} \times \frac{19 \text{ mol } O_2}{2 \text{ mol } C_6H_{14}} = 57 \text{ mol de } O_2$$

1.5.4 RELACIÓN MASA-VOLUMEN.

En muchas reacciones, los reactivos y/o los productos son gases y estos gases se miden generalmente en volumen. En estos problemas se sigue el mismo procedimiento que en los anteriores, solo que se debe considerar que 1 mol de cualquier gas a condiciones Estándares de Temperatura y Presión (NTP) ocupará un volumen de 22.4 litros. Se sabe que a condiciones diferentes de temperatura y presión el volumen se obtiene con la ecuación PV = nRT.

Condiciones NTP se refieren a presión = 1 atm y temperatura = 0ºC

Ejemplo 1: Qué volumen de CO_2 se obtiene en condiciones NTP en la combustión total de 50 gr de metano?

Se establece la ecuación que representa a la reacción del problema:

$CH_4 + O_2 \longrightarrow CO_2 + H_2O$

Balancear la ecuación:

$$CH_4 + 2O_2 \longrightarrow CO_2 + 2H_2O$$

Se establece la razón estequiométrica:

$$\underset{16\ g}{\overset{50g}{CH_4}} + 2O_2 \longrightarrow \underset{22.4lt}{\overset{X}{CO_2}} + 2H_2O$$

$$50\ gr\ de\ CH_4 \times \frac{22.4\ lt\ CO_2}{16\ gr\ CH_4} = 70\ lt\ CO_2$$

1.5.5 RELACIÓN VOLUMEN-VOLUMEN

Para gases reaccionantes a temperatura y presión constante: las relaciones de volumen a volumen son iguales que las relaciones de mol a mol.

Ejemplo 1: ¿Qué volumen de oxígeno en condiciones ETP reaccionan con 150 L de hidrógeno para formar vapor de agua?

150 L		X		
$2H_{2\ (g)}$	+	$O_{2(g)}$	$\longrightarrow$	$2H_2\ O_{(g)}$
2 mol		1 mol		
2 (22.41 L)		22.4 L		
2 volumenes		1 volumen		

Por cada dos volúmenes de H_2 que reaccionan, reacciona un volumen de O_2:

$$150\ L\ H_2 \times \frac{1\ volumen\ de\ O_2}{2\ volúmenes\ de\ H_2} = 75\ L\ de\ O_2$$

Ejemplo 2: ¿Qué volumen de CO_2, en condiciones ETP, pueden obtenerse por la combustión de 40 lt de eteno?

Se establece la ecuación que representa a la reacción del problema:

$$C_2H_{4(g)} + O_{2(g)} \longrightarrow CO_{2(g)} + H_2O_{(l)}$$

Balancear la ecuación:

$$\begin{array}{lcccc} 40\ L & & & X & \\ C_2H_{4(g)} & + 3O_{2(g)} & \longrightarrow & 2CO_{2(g)} & + 2H_2O_{(l)} \\ 22.4\ lt & & & 2\ (22.4\ lt) & \end{array}$$

Se establece la razón estequiométrica:

$$40\ lt\ C_2H_4 \quad x \quad \frac{44.8\ lt\ CO_2}{22.4\ lt\ C_2H_4} \quad = \quad 80\ lt\ CO_2$$

1.5.6 REACTIVO LIMITANTE.

En una reacción química el número de moles de los productos depende del número de moles del reactante que se encuentra en menor cantidad. Este reactante se denomina reactivo limitante. El reactivo en exceso no se consume totalmente.

Cuando uno de los reactantes es impuro, es necesario conocer su grado de pureza para poder determinar el número de moles que participan realmente en la reacción.

Para determinar cual es el reactivo limitante se emplean los siguientes pasos:

a) Balancear la ecuación
b) Calcular el número de moles presentes de cada reactivo, $n_A \ y \ n_B$
c) Determinar la relación. $n_A \div n_B$
d) Comparar con la relación estequiométrica. $S(A \div B)$

Ejemplo: Si reaccionan 18g de aluminio con 120g de ácido clorhídrico, produciendo cloruro de aluminio: Determine ¿Cuál es el reactivo limitante?

a) Balancear la ecuación

$$2\ Al + 6\ HCl \rightarrow 2\ AlCl_3 + 3\ H_2$$

b) Masa molecular

HCl = (1x1) + (1x35.5) = 36.5

$AlCl_3$ = (1x27) + (3x35.5) = 133.5

Número de moles de los reactantes

Al = 18/27 = 0.66 moles

HCl = 120g/36.5 = 3.28

c) De acuerdo a la ecuación balanceada, para 2 moles de Aluminio se necesitan 6 moles de HCl para obtener 2 moles de $AlCl_3$.
Si se tienen 0.66 moles de Al se necesitan:

$$\frac{6}{2} \times 0.66 = 1.98 \ moles\ de\ HCl$$ para obtener

$$\frac{2}{2} \times 0.66 = 0.66 \ moles\ de\ AlCl_3;$$

Como disponemos de 0.66 moles de Al y de 3.28 moles de HCl, el reactivo limitante es el Al y el que se encuentra en exceso es el HCl.

Nota: Existen otros procedimientos para determinar el reactivo limitante. Por ejemplo podemos obtenerlo empleando los siguientes pasos:

1. Se calculan los moles de cada reactivo.
2. Se calculan los moles de producto que se pueden obtener a partir de cada reactivo.

Ejemplo: Una muestra de 25g de carbonato de calcio reacciona con 35g de ácido fosfórico, produciendo fosfato de calcio, bióxido de carbono y agua. Determina el reactivo limitante.

$$3CaCO_3 \ + \ 2H_3PO_4 \ \rightarrow \ Ca_3(PO_4)_2 \ + \ 3CO_2 \ + \ 3H_2O$$

Primer paso.

$CaCO_3$ masa molecular = $101\,uma$ $\quad 25g \div 101 = .247\ mol$

H_3PO_4 masa molecular = 98uma $\quad 35g \div 98 = .35\ mol$

Segundo paso.

Para este paso debemos considerar el producto del cual hay menos moles, en esta ecuación es el $Ca_3(PO_3)_4$.

$$.247 mol\ CaCO_3 \times \frac{1\ mol\ Ca_3(PO_4)_2}{3\ mol\ de\ CaCO_3} = 0.082\ molCa_3(PO_4)_2$$

$$.35 mol\ H_3PO_4 \times \frac{1\ mol\ Ca_3(PO_4)_2}{2\ mol\ de\ H_3PO_4} = 0.175\ mol\ Ca_3(PO_4)_2$$

El reactivo limitante será entonces el $CaCO_3$, porque es el que produce menor cantidad de producto.

NOTAS

RESUMEN

En esta unidad analizamos la oxidación y la reducción, como los procesos por medio de los cuales se transfieren electrones; encontrando que en la mayoría de las reacciones existe dicho fenómeno. Cuando un átomo gana electrones se reduce y su número de oxidación disminuye (agente oxidante), por el contrario cuando pierde electrones se oxida (agente reductor) y adquiere un número de oxidación mayor.

Aprendimos a balancear por el método de tanteo, para ello debes recordar las reglas empleadas para asignar el número de oxidación de los elementos que forman una sustancia y reconocer al elemento que se oxida y al que se reduce, en la reacción química.

También comprendimos la importancia de la estequiometría como la rama de la química que se encarga del análisis cuantitativo de los procesos químicos. Así como de las leyes ponderales que los rigen, entre las cuales tenemos la ley de proporciones definidas, la ley de proporcione múltiples y la ley de proporciones recíprocas.

Otro punto abordado fue el establecer adecuadamente las razones Estequiométricas: masa-masa, masa-mol, masa volumen, mol-volumen, mol-mol, y volumen-volumen. Para resolver estas razones estquiométricas primero debemos balancear la ecuación, posteriormente identificamos a las sustancias que intervienen en el problema, establecer las relaciones molares y efectuar operaciones.

Esta unidad te va a servir de base para poder comprender adecuadamente las siguientes unidades que conforman este curso.

ACTIVIDADES DE APRENDIZAJE.

- Enlista 10 ejemplos de procesos de oxidación y 10 de reducción, que se efectúen en su entorno familiar.
- Realiza una práctica de laboratorio donde se lleven a cabo reacciones de oxidación y reducción.
- Realiza un ensayo sobre la importancia de la estequiometría.
- Por medio de un mapa conceptual ó un cuadro sinóptico explica los pasos para asignar los números de oxidación.
- Fórmula ejemplos en los que se cumplan las leyes ponderales.
- Construye un mapa conceptual de las leyes ponderales.
- Explica a partir de un ejemplo la diferencia entre fórmula mínima y fórmula molecular.

Explica los pasos a seguir para balancear por el método de óxido reducción.

EVALUACIÓN

1) Se preparan tres muestras de una sustancia sólida formada por los elementos X y Y. En la primera se encontró un contenido de 4.31g de X y 7.69g de Y; la segunda estaba compuesta por 35.9% de X y 64.1% de Y; se observó que 0.718g de X reaccionaban con Y, formando 2.00g de la tercera muestra. Demuestra la manera en que estos datos comprueban la ley de proporciones constantes.

2) Determina la composición porcentual de la glucosa $C_6H_{12}O_6$.

3) El cobre forma dos óxidos. En uno de ellos 1.26g de oxígeno se combinan con 10g de cobre. En el otro 2.5g de oxígeno se combinan con 10g de cobre. Demuestre que estos datos concuerdan con la ley de proporciones múltiples.

4) Dos compuestos diferentes formados por C y D tienen la siguiente composición: primer compuesto 1.88g de A combinados con 0.711g de B; el segundo compuesto tiene 0.396g de A combinados con 0.474g de B. Demuestre con estos datos que se cumple la ley de proporciones múltiples.

5) Completa las siguientes tablas:

	Fórmula	No.de Átomos de Si	No de átomos de H	Masa total de Si	Masa total de H	Proporción en masa Si : O
a)	SiH_4					
b)	Si_2H_6					
c)	Si_4H_{10}					

Fórmula	No.de Átomos de Cr	No de átomos de O	Masa total de Cr	Masa total de O	Proporción en masa Cr : O
Cr_2O_3					
Cr_2O_5					
CrO					

6) Analíticamente se determinó que una muestra de arena contenía 5.62g de silicio y 6.40g de oxígeno. Otra muestra de arena contenía 9.36g de Silicio y 10.64 de oxígeno. Explicar en que forma estos datos ilustran la ley de proporciones definidas.

7) El análisis elemental de una sustancia pura, blanca y cristalina es C 0 26.7%, H = 2.23% y O = 71.1%. Determine la fórmula minina y la fórmula molecular, si su masa molecular es de 90g/m.

8) Al determinar por análisis la composición de una sustancia se encontraron los siguientes datos: 0.56g de N y 1.42g de Mg. Determine su fórmula mínima.

9) Balancea por REDOX las siguientes ecuaciones.

$HNO_3 + Fe \longrightarrow Fe(NO_3)_2 + NO + H_2O$

$I_2O_5 + CO \longrightarrow I_2 + CO_2$

$Cl_2 + KNO_3 + H_2O \longrightarrow KClO_3 + KCl + HNO_3$

$K_2Cr_2O_7 + HCl \longrightarrow KCl + CrCl_3 + Cl_2 + H_2O$

$Al + CuSO_4 \longrightarrow Cu + Al_2(SO_4)_3$

10) El ácido clorhídrico es producido comercialmente por reacción de la sal con el ácido Sulfúrico, como se muestra en la siguiente reacción,

$NaCl + H_2SO_4 \longrightarrow NaSO_4 + HCl$

¿Cuántas moles de HCl pueden producirse a partir de 200 g de ácido sulfúrico?

11) ¿Cuántos gramos de cloruro de cromo (III) se necesitan para producir 75.0 g de cloruro de plata?

$CrCl_3 + AgNO_3 \longrightarrow Cr(NO_3)_2 + AgCl$

12) ¿Qué masa de agua se produce por la combustión completa de 225 g de butano, C_4H_{10}?

$C_4H_{10} + O_2 \longrightarrow CO_2 + H_2O$

13) El etano gaseoso, C_2H_6, se quema en el aire; es decir, reacciona con el oxígeno del aire, para formar dióxido de carbono y agua:

$C_2H_6 + O_2 \longrightarrow CO_2 + H_2O$

¿Cuántas moles de O_2 se necesitan para la combustión completa de 15 moles de etano?

¿Cuántos gramos de CO_2 se producen por cada 8.0 g de H_2O?

14) ¿Cuántos gramos de CO_2 se producen por la combustión de 75 g de C_2H_6?

Dada la ecuación

$4\ FeS_2 + 11\ O_2 \longrightarrow 2\ Fe_2O_3 + 8\ SO_2$

¿Cuántas moles de Fe_2O_3 se pueden fabricar partiendo de 1.0 mol de FeS_2?

¿Cuántos litros en condiciones ETP de O_2 se necesitan para reaccionar con 4.5 mol de FeS_2?

Si la reacción produce 1.55 mol de Fe_2O_3 , cuantas moles de SO_2 se producen?

¿Cuántos gramos de SO_2 se pueden formar partiendo de 0.512 mol de FeS_2?

Si la reacción produce 40.6 g de SO_2, ¿cuántas moles de O_2 reaccionaron?

¿Cuántos gramos de FeS_2 se necesitan para producir 223 g de Fe_2O_3?

15) Cuando la nitroglicerina explota, sólo se producen gases.

$C_3H_5(NO_3)_{3(Liq)} \longrightarrow CO_{2(g)} + O_{2(g)} + H_2O_{(g)} + N_{2(g)}$

Si los gases de la explosión se liberan a 500ºC y 585 mmHg, ¿qué volumen de gases se obtienen cuando explota un kilogramo de nitroglicerina?

UNIDAD 2

SISTEMAS DISPERSOS

OBJETIVOS DE APRENDIZAJE

Comprender el concepto de sistemas dispersos.

Establecer las diferencias entre una disolución, un coloide y una suspensión.

Realizar cálculos de concentraciones de disoluciones.

2.1 DISOLUCIONES, COLOIDES Y SUSPENSIONES.

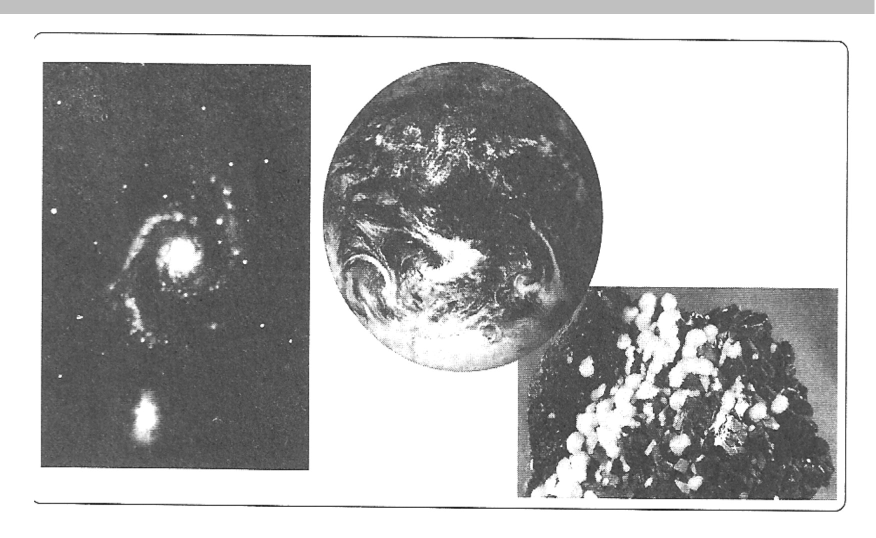


Fig. 2.1 Ejemplos de mezclas. Universo, la tierra, la naturaleza en el planeta. Enciclopedia visual de los conocimientos. p.p.

Como se vio en el primer curso de química, todo lo que observamos a nuestro alrededor es materia, y esta puede ser homogénea o heterogénea según su composición; también recordarás que ambos tipos de materia forman el gran mundo de las mezclas. Pero para el ser humano, ¿qué importancia tienen las mezclas?

Las mezclas se encuentran en todas partes, los alimentos como el queso, la gelatina y la mantequilla, los medicamentos, las aleaciones que se utilizan para elaborar herramientas o utensilios de uso común en el hogar, el aire, el agua, el hombre mismo, son tan solo algunos ejemplos de mezclas.

En esta unidad veremos como las sustancias en los diferentes estados de agregación se mezclan para formar sistemas dispersos como: disoluciones, coloides y suspensiones, describiendo sus características y sus diferencias, también realizaremos cálculos sobre la concentración de las disoluciones.

2.1.1 CARACTERÍSTICAS DE LAS DISPERSIONES.

En la mezcla de dos sustancias, por lo general existe una sustancia que se presenta en mayor cantidad y otra que se encuentra en menor proporción, esta última puede verse rodeada por las partículas de la otra sustancia. Cuando esto ocurre se dice que se ha formado un sistema **disperso o dispersión** cuyos componentes constituyen la **fase dispersa** (sustancia en menor proporción) y la **fase dispersante o dispersora** (sustancia en mayor cantidad). El tamaño de las partículas de la fase dispersa determinará su comportamiento en el sistema y su clasificación en **disoluciones, coloides o suspensiones**.

Disoluciones

Las disoluciones, también llamadas soluciones verdaderas, son de especial importancia para el hombre y otros organismos porque muchos de los líquidos que los forman son disoluciones de diferentes sustancias; también la mayoría de las reacciones químicas que los mantienen con vida se efectúan en disoluciones llamadas acuosas.
El concepto de disolución es el siguiente:

Una disolución es una mezcla homogénea de dos o más sustancias, de composición variable.

Puesto que la composición de una disolución es variable, así encontramos que una disolución se forma de un componente que se halla en menor proporción y se le llama **soluto** y otro que está en mayor cantidad llamado **disolvente:**
El **soluto** es la sustancia que se distribuye o dispersa en la disolución.

El **disolvente** es el medio en el cual se dispersa o disuelve el soluto.

SOLUTO + DISOLVENTE = DISOLUCIÓN

Las disoluciones difieren de otros tipos de mezclas en cuanto a que solo hay una fase presente; no hay separación de partes apreciable en forma visible. En la tabla 2.1 se presentan las propiedades de las disoluciones.

PROPIEDADES	DESCRIPCIÓN
Tamaño de la partícula	Menor que 1nm (1 nanómetro = 10^{-9} m)
Homogeneidad.	Significa que una muestra tomada de una parte de la disolución es igual a cualquier otra muestra tomada en otra parte de esta disolución. Y esto se debe a que son mezclas homogéneas, donde los componentes están uniformemente dispersos.
Sedimentación.	No sedimentan debido a que las moléculas del soluto están parcialmente unidas a las moléculas del disolvente.
Filtrabilidad.	Pueden atravesar cualquier tipo de filtro por que las sustancias disueltas están finamente divididas (tamaño menor a 1 nm).
Transparencia (se presenta en la mayor parte de las disoluciones).	Como son mezclas homogéneas y la composición es tan uniforme no es posible a simple vista o con un microscopio detectar la presencia de sus componentes.

Tipos de disoluciones.

Las disoluciones acuosas son las más comunes, en ellas el disolvente es el agua, el soluto generalmente es un sólido como el azúcar y la sal de mesa (NaCl) o bien un líquido como el etanol; sin embargo, existen otros disolventes.
Si consideramos el estado de agregación del disolvente, las disoluciones pueden ser: sólidas, líquidas y gaseosas. Te preguntarás ¿porqué el disolvente y no el soluto determina el estado de agregación de la disolución? La respuesta es muy sencilla, porque se encuentra en mayor proporción y en él se dispersa uniformemente el soluto. En la tabla 2.2 encontramos algunos ejemplos de disoluciones comunes.

ESTADO DE AGREGACIÓN DEL SOLUTO.	ESTADO DE AGREGACIÓN DEL DISOLVENTE.	TIPO DE DISOLUCIÓN RESULTANTE.	EJEMPLOS.
Sólido	Sólido	Sólida	Aleaciones metálicas como el bronce, el acero inoxidable y el latón.
Líquido	Sólido		Benceno en yodo sólido y amalgama de mercurio.
Gaseoso	Sólido		Paladio hidrogenado y el hidrógeno disuelto en hierro.
Sólido	Líquido	Líquida	Todas las sales solubles en agua u otros solventes.
Líquido	Líquido		Glicerina o etanol en agua, anticongelante (etilenglicol) en agua y el vinagre.
Gaseoso	Líquido		Bebidas carbonatadas, NH_3, CO_2 o HCl en agua.
Sólido	Gaseoso	Gaseosa	Algunos humos finos, partículas de polvo muy fino en el aire y naftaleno en aire (bolas de naftalina).
Líquido	Gaseoso		Vapor de agua en el aire.
Gaseoso	Gaseoso		Aire (mezcla de nitrógeno, oxígeno, gases nobles, etc.), gas para buceo (helio-oxígeno) y gas natural.

En las siguientes figuras se muestran ejemplos de los diferentes tipos de disoluciones mencionadas en la tabla 2.2

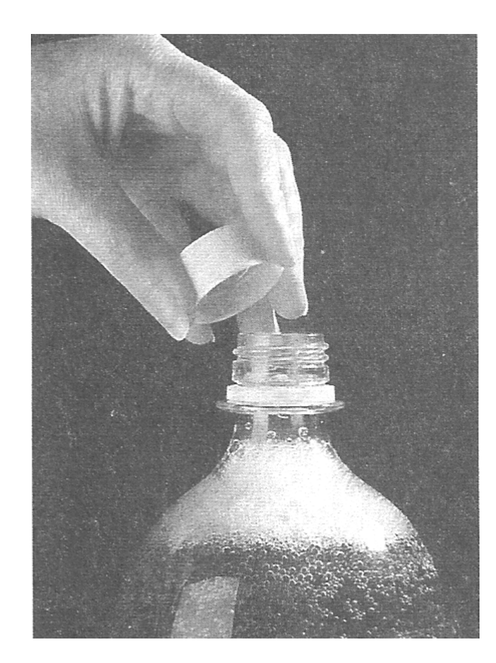


Fig. 2.2 Las sodas o los refrescos con gas, son disoluciones de dióxido de carbono en agua.



Fig. 2.3 Escultura de bronce. El bronce (mezcla de cobre y estaño) es un ejemplo de disolución sólido en sólido.

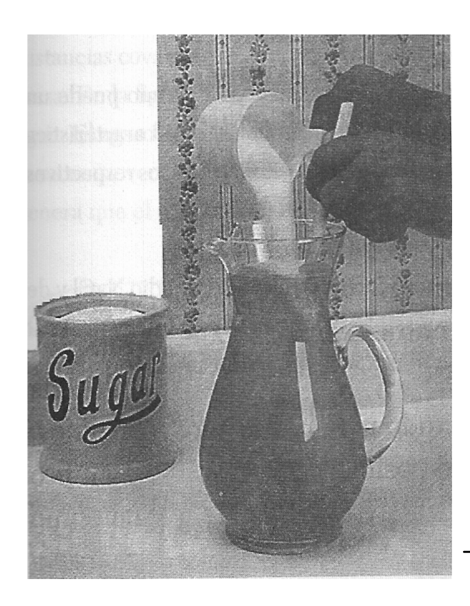


Fig. 2.4 El azúcar de mesa o sacarosa es soluble en agua formando una disolución sólido en líquido.

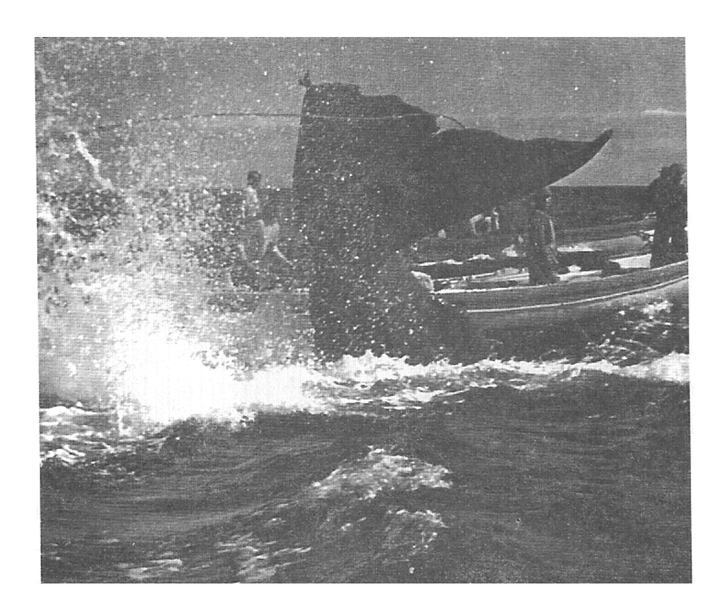


Fig. 2.5 El agua de mar es una de las disoluciones más abundantes en la naturaleza y es un claro ejemplo de disolución sólido en líquido.

El proceso de la disolución.

Ahora conoces una gran variedad de disoluciones; pero ¿cómo puede un soluto dispersarse en el disolvente y formar así una disolución cuya característica principal es la de presentar una sola fase en la que no se distinguen los respectivos componentes?

Analicemos el caso de las soluciones acuosas de cloruro de sodio (NaCl) y de sacarosa ($C_{12}H_{22}O_{11}$). Cuando una masa sólida de cloruro de sodio se añade al agua, el sodio y el cloro se desprenden de la masa en forma de iones, se dispersan en el agua e inmediatamente se ven rodeados por estas moléculas.

El agua al ser una molécula polar tiene un extremo positivo y otro negativo lo que propicia que el respectivo extremo se oriente de acuerdo al ión de que se trate, sodio (Na^{+}) o cloro (Cl^{-}), como se muestra en la figura 2.6.

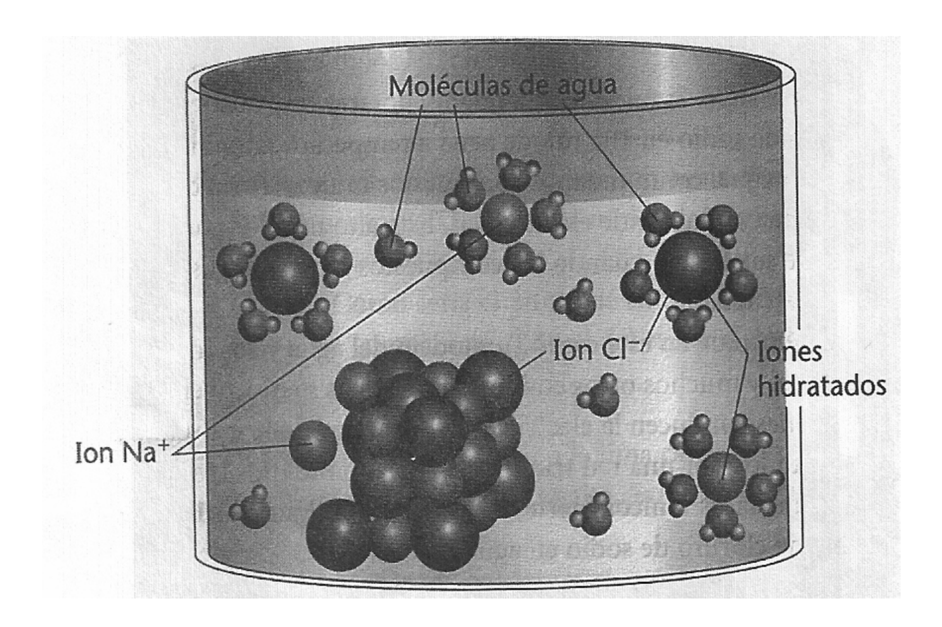
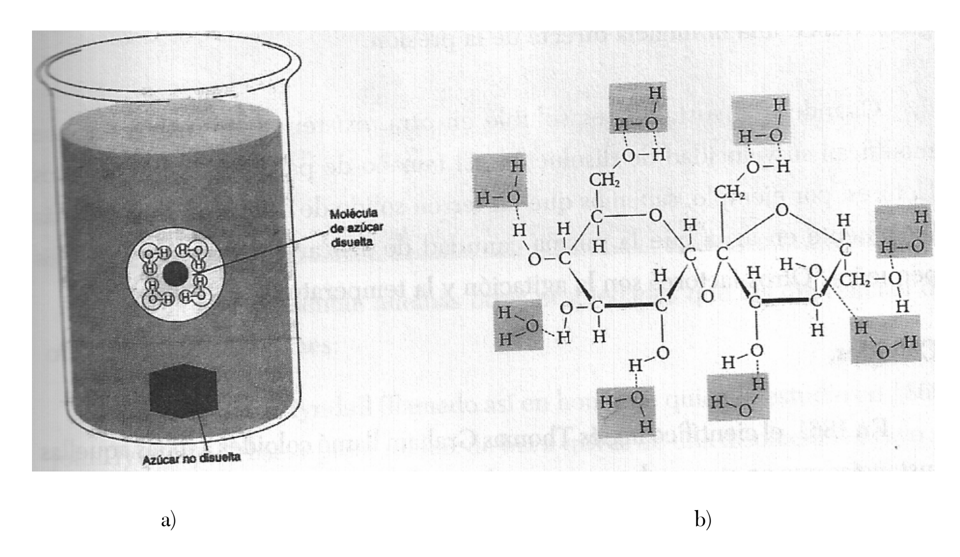


Fig. 2.6 El cloruro de sodio se disuelve en agua, los iones sodio positivos atraen a los átomos de oxígeno del agua que es el extremo negativo y los iones cloro negativos atraen a los átomos de hidrógeno del agua que corresponden al extremo positivo de la molécula.

El agua disuelve sustancias iónicas y también es buen disolvente de sustancias covalentes. Como ejemplo se tiene el caso de la sacarosa o azúcar de mesa. En la figura 2.7 se presenta el proceso de disolución de esta molécula en agua. El agua forma puentes de hidrógeno con los 8 grupos (O-H) que presenta la sacarosa venciendo las fuerzas de atracción internas de esta molécula, lo que genera que el azúcar sea más soluble.



a) b)

Figura 2.7 Proceso de disolución de la sacarosa. a) La sacarosa se disuelve en agua para formar moléculas hidratadas. b) En esta figura se muestran los grupos O-H de la sacarosa que forman enlaces por puente de hidrógeno con el agua.

Además del agua, existen disolventes no polares que tienden a disolver a los solutos no polares: "**lo similar disuelve a lo similar**", un ejemplo característico son las grasas, las cuales se disuelven en solventes no polares como el etanol.

Solubilidad

Algunos solutos son más difíciles de disolver que otros; el grado de disolución depende de una propiedad que presentan los solutos llamada **solubilidad.**

La solubilidad describe la cantidad de una sustancia (soluto) que se disuelve en otra sustancia (el disolvente), bajo condiciones específicas.

Los factores que afectan la solubilidad de un soluto en un disolvente son: la naturaleza del soluto y del disolvente, la temperatura y la presión. La presión es un factor que no afecta de forma apreciable a las disoluciones formadas sólo por sólidos y líquidos. Sin embargo, las disoluciones de gas en líquido o gas en gas si tienen una influencia directa de la presión.

Cuando una sustancia es soluble en otra, existen algunos factores que modifican su velocidad de disolución. El tamaño de partícula es uno de esos factores, por ejemplo, sabemos que un terrón sólido de azúcar se disuelve más lentamente en agua que la misma cantidad de azúcar en forma de gránulos pequeños. Otros factores son la agitación y la temperatura.

Coloides.

En 1861, el científico inglés Thomas Graham llamó coloides a todas aquellas sustancias que no atravesaban una membrana de pergamino. La palabra coloide, deriva del griego Kolla, que quiere decir cola, sustancia de consistencia viscosa. El término no implica que los coloides tengan precisamente la consistencia de esta sustancia. Los coloides se definen como:

Mezclas homogéneas que contienen partículas que miden de 1 nm a 1000 nm y que se encuentran distribuidas o dispersas de manera uniforme en un medio dispersante.

En los coloides en lugar de hablar de soluto y disolvente se emplean los términos **fase dispersa y fase dispersora**. Las partículas de la fase dispersa son agregados de iones o moléculas y por su tamaño relativamente grande, a los coloides se les considera como un estado intermedio entre las disoluciones (soluciones verdaderas) y las mezclas heterogéneas. Ciertas moléculas son tan grandes que se les considera como partículas coloidales, un ejemplo de ello, son algunas moléculas biológicas como las proteínas que son bastante grandes y su

comportamiento en la célula se entiende mejor si se las considera como un sistema coloidal.

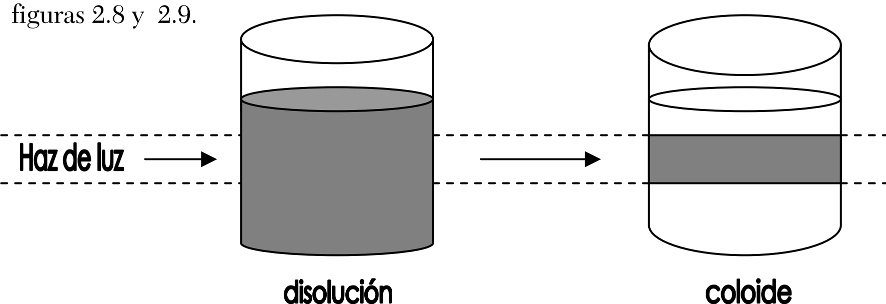
Al igual que las disoluciones los coloides presentan propiedades, algunas de ellas se muestran en la tabla, 2.3.

2.3 Propiedades de los coloides.

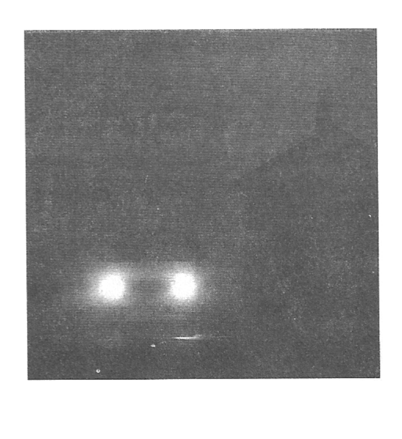
PROPIEDADES	DESCRIPCIÓN
Tamaño de la partícula.	De 1 nm a 1000 nm
Sedimentación.	La fase dispersa no esta unida en forma apreciable a la fase dispersante, sin embargo, no presentan sedimentación con el tiempo.
Filtrabilidad.	Pasan a través de papel filtro ordinario.

Los coloides presentan además otras propiedades que los diferencian de otro tipo de dispersiones:

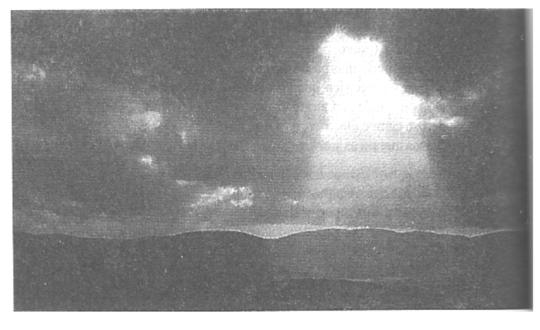
Efecto óptico o Tyndall (llamado así en honor de quien lo estudio en 1869,John Tyndall). Al hacer pasar un haz de luz a través de una disolución el rayo se refracta; es decir, los iones o moléculas son demasiado pequeños para dispersar la luz (la trayectoria del haz luminoso es prácticamente invisible), en cambio en un coloide las partículas son lo suficientemente grandes que reflejan el haz de luz haciéndolo visible en toda su amplitud. Este efecto reflejante se muestra en la figuras 2.8 y 2.9.



2.8 Efecto Tyndall. La luz es visible en el coloide debido a la dispersión de la luz.



a)



b)

2.9 a) Rayo de los reflectores visibles en la niebla. b) La luz del sol pasa a través de las nubes.

Efecto de movimiento Browniano. Robert Brown, botánico inglés fue el que estudio el movimiento de las partículas de un coloide, dichas partículas se mueven en "zig-zag" al azar, este movimiento es provocado por el bombardeo de las moléculas del disolvente (figura 2.9). Las partículas coloidales se mantienen en suspensión debido a este movimiento llamado Browniano, en honor a su descubridor.

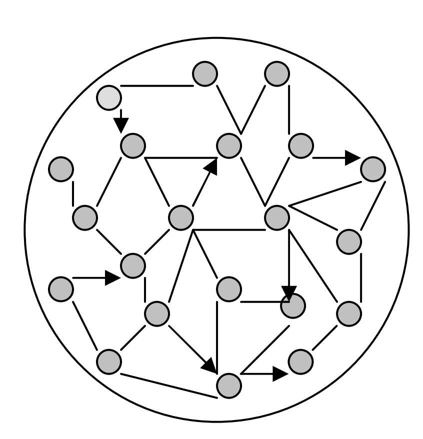


Fig. 2.10 Efecto de movimiento de los coloides (movimiento browniano).

Floculación. La floculación de un coloide se presenta cuando las partículas de la fase dispersa se juntan unas con otras. Este fenómeno se debe a varios factores, uno de ellos es el de añadir una sustancia ácida al coloide o el incremento de la temperatura; otro factor es la repulsión de tipo eléctrico entre las partículas del coloide, este último se debe a que la partícula dispersa liga partículas o iones con carga eléctrica en su superficie. Si un coloide con carga entra en contacto con otro coloide o ión de carga opuesta las partículas coloidales se precipitan. El efecto de coagulación de los coloides con una carga eléctrica, se utiliza para eliminar partículas suspendidas de los gases que salen de las chimeneas industriales. La mantequilla y el queso se obtienen agregando un ácido a la leche provocando la floculación.

El efecto de adsorción. La adsorción se refiere a la adherencia de iones o moléculas a una superficie; en los coloides se presenta porque los átomos o iones que se encuentran en la superficie de un agregado coloidal no estan rodeados por completo por otros átomos o iones como lo están aquellos que se encuentran en el interior. En consecuencia los coloides presentan una gran área de contacto por lo que tienen un alto poder de adsorción. Esta propiedad se utiliza por ejemplo en las mascarillas antigases que llevan carbono coloidal para adsorber gases tóxicos.

Los coloides pueden existir en los tres estados de agregación de la materia, tabla 2.4.

Tabla 2.4 Tipos de coloides.

FASE DISPERSORA	FASE DISPERSA	NOMBRE DEL COLOIDE	EJEMPLOS.
Sólida	Sólido	Sol sólida	La turquesa, el rubí, las perlas, el granate.
	Líquido	Emulsión sólida o gel	Gel para el cabello, queso y mantequilla.
	Gaseoso	Espuma sólida	Piedra pómez y el hule espuma
Líquida	Sólido	Sol	Pinturas de látex y las gelatinas.
	Líquido	Emulsión	Leche, algunos productos farmacéuticos, la mayonesa y las cremas cosméticas.
	Gaseoso	Espuma	Espuma de las cremas de afeitar, crema batida y el merengue.
Gaseosa	Sólido	Aerosol sólido humo	Polvo y humo
	Líquido	Aerosol líquido	Niebla, bruma, nubes.

Ejemplos de coloides:

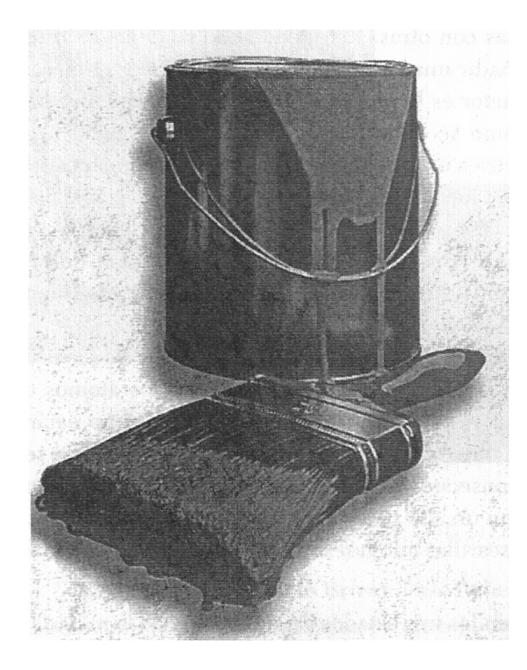


Fig. 2.11 Las pinturas son pigmentos muy finos mezclados con resinas acrílicas disueltas en agua.



Fig. 2.12 La leche, la mantequilla y el queso son ejemplos de coloide.

Suspensiones.

Una suspensión, se define de la siguiente forma:

Es una mezcla constituida por un soluto no soluble y sedimentable en el líquido dispersor en que se encuentra.

Algunas veces se le llama **emulsión** porque se mezclan dos líquidos inmiscibles, por ejemplo, el agua y el aceite que al agitarse vigorosamente en apariencia forman una dispersión homogénea pero al cabo de un tiempo terminan separándose. También se utiliza el término emulsión en algunas presentaciones de medicamentos. Las propiedades generales de las suspensiones se presentan en la tabla 2.5.

Tabla 2.5 Propiedades de las suspensiones.

PROPIEDADES	DESCRIPCIÓN
Tamaño de la partícula	Mayor que 1000 nm, por lo que son visibles a simple vista.
Homogeneidad.	Las suspensiones son mezclas heterogéneas que por el tamaño de sus partículas terminan por sedimentarse presentando dos fases.
Sedimentación.	Sus partículas sedimentan o flotan según su densidad; son ejemplos de suspensiones muchas presentaciones de medicamentos como los laxantes y los antibióticos.
Filtrabilidad.	Son filtrables.
Transparencia.	Tienen apariencia turbia cuando se agitan (no son transparentes) sus componentes se separan fácilmente por decantación, centrifugación o filtración.



Fig. 2.13 Una de las presentaciones en los medicamentos son las suspensiones.

2.2 DISOLUCIONES Y SU CONCENTRACIÓN.

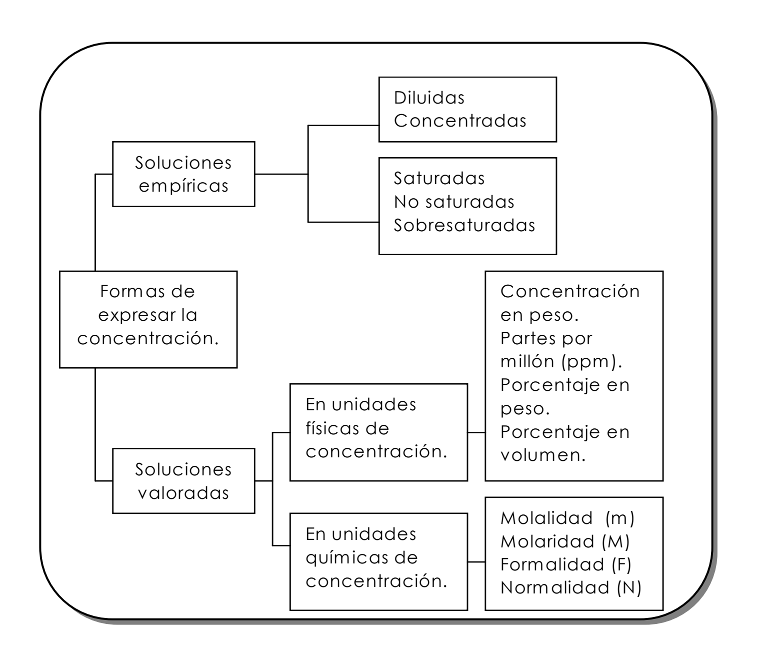
Hemos visto que los componentes de una disolución son el soluto y el disolvente, donde el soluto es la sustancia que se encuentra en menor cantidad y el disolvente en mayor cantidad. Ahora bien, ¿cuáles son estas cantidades? En este sentido, siendo variable la composición de una disolución es necesario especificar la concentración de los solutos.

Se denomina concentración a la cantidad de soluto disuelto en una cantidad dada de disolución.

Formas de expresar la concentración.

La concentración puede expresarse cualitativa o cuantitativamente.

Las soluciones por su concentración se pueden clasificar en soluciones empíricas y valoradas de la manera siguiente:



Disoluciones empíricas

En las disoluciones empíricas la concentración esta expresada en términos cualitativos; es decir, no especifica la cantidad exacta del soluto presente.

Disoluciones diluidas y concentradas. Los términos diluido y concentrado se utilizan con mucha frecuencia en nuestra vida cotidiana. Es común escuchar: "el café esta muy fuerte", "la limonada esta muy dulce, parece miel", " la comida esta muy salada" o lo contrario, por ejemplo, el caso del café: "este café esta muy diluido". Como vemos estas expresiones dependen de la cantidad de soluto que se agrega a la disolución.

Dependiendo de la cantidad de soluto presente, una disolución puede describirse cualitativamente como diluida o concentrada

Una disolución diluida describe una cantidad relativamente pequeña del soluto disuelto comparada con la cantidad del disolvente. Por el contrario, una disolución es concentrada cuando contiene cantidades relativamente grandes de soluto en la disolución.

Soluciones saturadas, no saturadas y sobresaturadas. De acuerdo a la solubilidad de las sustancias, algunas son sumamente solubles; sin embargo, existe un límite con respecto a la cantidad de soluto capaz de disolverse en determinada cantidad de disolvente. Para explicar esto realicemos un sencillo experimento: añadir azúcar a un vaso de agua poco a poco.

¿Qué observaste cuando agregaste el azúcar al vaso de agua? Efectivamente, al principio, se observa que el azúcar desaparece con rapidez, pero al continuar añadiendo más azúcar se alcanza un punto en el que el sólido ya no se disuelve sino que queda en el fondo del vaso.

La disolución que no ha llegado al límite del soluto que puede contener se le llama **no saturada**, por lo que puede disolver más soluto.

Cuando una disolución contiene la cantidad máxima de soluto que se puede disolver a una determinada temperatura se dice que esta **saturada**.

La disolución **sobresaturada** es aquella que contiene mayor cantidad de soluto que la solución saturada a determinada temperatura. La disolución sobresaturada es inestable ya que no puede soportar permanentemente el exceso de soluto, una simple agitación hace que la sobresaturación pase a saturación y el soluto en demasía que antes estaba disuelto cristalice con rapidez.

¿Cómo saber si una disolución es no saturada, saturada o sobresaturada?

Existen tablas en las que se presentan los valores de solubilidad para sustancias saturadas a diferentes temperaturas que podemos consultar para comparar con los valores que se tienen en la disolución problema, tabla 2.6

Tabla 2.6 Soluciones saturadas a 20 ºC y a 50 ºC

	Solubilidad (g de soluto/100 g de H_2O)	
Soluto	20 ºC	50 ºC
NaCl	36.0	37.0
KCl	34.0	42.6
$NaNO_3$	88.0	114.0
$KClO_3$	7.4	19.3
$AgNO_3$	222.0	455.0
$CuSO_4$	21.0	34.0
$C_{12}H_{22}O_{11}$	203.9	260.4

Ejemplo: Se prepara una disolución agregando 2.5 g de sulfato de cobre (II) ($CuSO_4$) a 10 g de H_2O. Determine si la disolución es no saturada o saturada a una temperatura de 20 ºC.

Para dar respuesta e este problema se consulta la tabla 2.6, vemos que la solubilidad del $CuSO_4$ a 20 ºC tiene un valor de 21 g por 100 g de agua, haciendo la proporción correspondiente a 10 g de agua se tienen 2.1g de soluto.

Ahora se compara la cantidad de 2.5 g de soluto, dada en el problema con los 2.1 g en 10 g de H_2O de la tabla. Como 2.5 g es mayor, la disolución esta saturada quedando un exceso de 0.4 g de sulfato de cobre (II) sin disolver.

Disoluciones valoradas.

En las disoluciones valoradas la concentración se determina de manera cuantitativa se conoce con precisión qué cantidad específica tanto de soluto, como de disolvente hay en la disolución. La concentración en este tipo de disoluciones se presenta en unidades físicas y químicas.

Las **unidades físicas** expresan la concentración de la disolución en términos referidos a la masa del soluto, independientemente de su masa molecular.

Las **unidades químicas** expresan la concentración de la disolución en términos referidos al número de átomos o moléculas del soluto presentes en la disolución.

Las unidades físicas son muy prácticas y basta una balanza, una probeta graduada, una bureta o una pipeta para medir cantidades del soluto y del disolvente, figura 2.14; sin embargo, no son tan significativas. Las transformaciones que ocurren en las reacciones químicas implican números enteros de átomos o moléculas. Considerando esto, es más significativo referirse directamente a las cantidades de átomos o moléculas que están reaccionando que a propiedades como la masa o el volumen.

Por esta razón las concentraciones expresadas en unidades químicas son más exactas y por consiguiente son muy utilizadas en la química analítica cuantitativa. El material de laboratorio que se utiliza en esta rama de la química, esta calibrado para mediciones más precisas de masa y de volumen, tal es el caso de la balanza analítica y los matraces volumétricos, figura 2.15, estos últimos son recipientes con un cuello largo en el cual se encuentra una marca que indica el nivel de aforo.

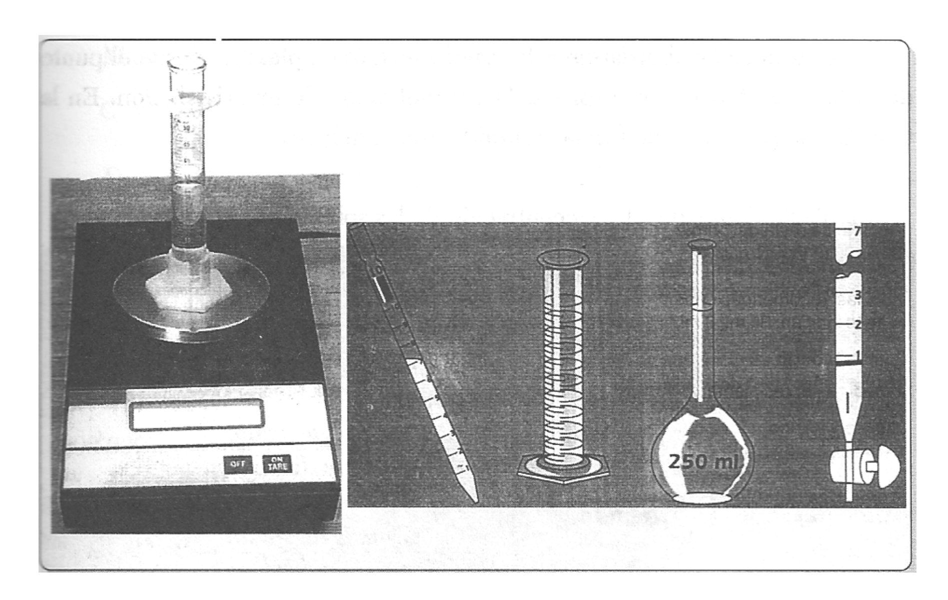


Fig. 2.14 Material de laboratorio que se usa para preparar soluciones expresadas en unidades físicas.

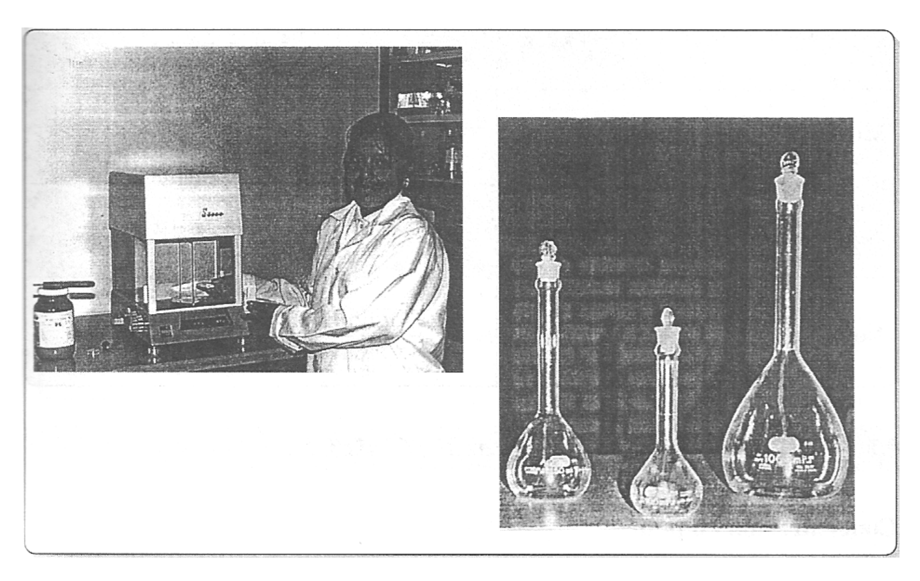


Fig. 2.15 Material de laboratorio que se usa para preparar soluciones expresadas en unidades químicas.

A continuación abordaremos las unidades más empleadas, desde el punto de vista cuantitativo para expresar la concentración de una disolución. En la tabla 2.7 se presentan de forma resumida estas unidades.

Tabla 2.7 Unidades de concentración de las soluciones.

UNIDADES	SÍMBOLO	DEFINICIÓN
Concentración en peso.	C	$\frac{Gramos\ de\ soluto}{litros\ de\ disolución}$
Partes por millón	ppm	$\frac{Gramos\ de\ soluto}{Gramos\ de\ disolución}\ X\ 1000000$
Porcentaje en peso	% m/m	$\frac{Gramos\ de\ soluto}{Gramos\ de\ disolución}\ X\ 100$
Porcentaje en volumen	% v/v	$\frac{Mililitros\ de\ soluto}{Mililitros\ de\ disolución}\ X\ 100$
Molalidad	m	$\frac{Moles\ de\ soluto}{Kilogramos\ de\ disolución}$
Molaridad	M	$\frac{Moles\ de\ soluto}{Litros\ de\ disolución}$
Formalidad	F	$\frac{Fórmula - gramo\ de\ soluto}{litros\ de\ disolución}$
Normalidad	N	$\frac{Gramo - equivalentes\ de\ soluto}{litros\ de\ disolución}$

2.2.1 UNIDADES FÍSICAS DE CONCENTRACIÓN.

Concentración en peso.

Es la masa del soluto contenida en una unidad de volumen de la disolución.

Matemáticamente se expresa de la siguiente manera:

$$C = \frac{m}{v}$$

Donde: C = concentración del soluto en la disolución en gramos por litro.

m = gramos de soluto.

v = litros de solución.

Ejemplo de esta forma de expresar la concentración: 20 gramos de NaCl por litro de disolución (20 g NaCl/l).

Ejercicio 1. Si se disuelven 16 gramos de bromuro de potasio (KBr) hasta ajustar con el disolvente un volumen de 0.50 litros, ¿cuál será la concentración de KBr en gramos de soluto por litro de disolución?

Respuesta. Sustituyendo en la fórmula:

C = 16 g / 0.50 l = 32 g / l de KBr

Ejercicio 2. ¿Cuantos gramos de nitrato de bario ($Ba(NO_3)_2$) se necesitan para preparar 80 ml de una disolución que contenga 0.25 gramos por litro?

Respuesta. Sustituyendo en la fórmula:

0.25 g / l = X / 0.08 l

x = (0.25 g / l) (0.08 l)

x = 0.02 g de Ba (NO_3)

Partes por millón (ppm).

También es frecuente expresar las concentraciones de los solutos que se hayan muy diluidos en partes por millón:

Las partes en peso del soluto que se encuentran contenidas en un millón de partes iguales de la disolución.

La fórmula es la siguiente:

$$ppm = \frac{Gramos\ de\ soluto}{Gramos\ de\ disolución}\ X\ 1000000$$

Donde: masa de la disolución = masa del soluto + masa del disolvente

Ejemplo. Al analizar una muestra de agua se encontraron 50 ppm del ión cloro (Cl^-).

En la actualidad el método de ppm se utiliza para la determinación de contaminantes en el agua o en el aire o de drogas en el cuerpo humano, entre otras aplicaciones.

Porcentaje en peso.

El peso por ciento, es la masa del soluto contenida en 100 unidades de peso de la disolución.

Expresión matemática:

$$\%\ en\ peso\ del\ soluto = \frac{Gramos\ de\ soluto}{Gramos\ de\ disolución}\ X\ 100$$

Donde: masa de la disolución = masa del soluto + masa del disolvente.

Ejemplo. Hablar de una disolución al 20 % de sulfato de calcio ($CaSO_4$), significa que 100 g de disolución contienen 20 g de $CaSO_4$ y 80 g de agua.

Ejercicio 3. ¿Cuál es el porcentaje en peso del hidróxido de sodio (NaOH) en una disolución que se prepara disolviendo 8 g de NaOH en 50 g de agua?

Respuesta. Primero se obtiene la masa de la disolución:
masa de la disolución = 8 g de NaOH + 50 g de disolución
= 58 g de disolución de NaOH

Sustituyendo en la fórmula:
% en peso = 8 g de NaOH (100) / 58 g de disolución
% en peso = 13.8 % de NaOH en la disolución.

Ejercicio 4. ¿Qué masas de cloruro de potasio (KCl) y agua se necesitan para preparar 250 g de disolución al 5 %?

Porcentaje en peso% m/m = $\dfrac{Gramos\ de\ soluto}{Gramos\ de\ disolución} X\ 100$

Respuesta. Sustituyendo en la fórmula:

5 % = X (100) / 250 g / l

Despejamos

x = (5 %) (250 g / l) / 100

x = 12 g de KCl

Como la masa de la disolución es igual a la masa del soluto más la masa del disolvente se tiene:

250 g de disolución = 12.5 g de KCl + x g de agua

x = 250 g de disolución - 12.5 g de KCl

x = 237.5 g de agua

Porcentaje en volumen.

El porcentaje en volumen, es el volumen del soluto contenido en 100 unidades de volumen de la disolución.

Expresión matemática:

$$\%\ en\ volumen\ del\ soluto = \frac{Mililitros\ de\ soluto}{Mililitros\ de\ disolución} X\ 100$$

Donde: Volumen de la disolución = volumen del soluto + volumen del disolvente.

Esta forma de expresar la concentración solo se aplica cuando el soluto y el disolvente son gases o bien líquidos. Un ejemplo son los vinos, este tipo de disoluciones contiene, casi siempre, 12% de alcohol etílico (C_2H_5OH) en volumen. Esto quiere decir que en 100 ml de disolución se tienen 12 ml de alcohol etílico y 88 ml de agua.

Ejercicio 5. A una temperatura de 15 °C se tienen 458 ml de una disolución que contiene 30 ml de etanol (C_2H_5OH). ¿Cuál es el porcentaje en volumen del C_2H_5OH en la disolución?

Respuesta. Sustituyendo en la fórmula:
% en volumen = 30 ml de C_2H_5OH (100) / 458 ml de disolución
% en volumen = 6.55 % de C_2H_5OH en la disolución.

Ejercicio 6. Se tienen 150 ml de una disolución al 36 % en volumen de ácido sulfúrico (H_2SO_4), a una temperatura de 25 °C. ¿Cuál es el volumen del H_2SO_4 en la disolución?

Respuesta. Sustituyendo en la fórmula:
36 % = x (100) / 150 ml
x = (36 %) (150 ml) / 100
x = 54 ml de H_2SO_4

2.2.2 UNIDADES QUÍMICAS DE CONCENTRACIÓN.

Molalidad (m).

Es el número de moles de soluto que hay en un kilogramo de disolvente.

Matemáticamente se expresa de la siguiente manera:

$$molalidad = \frac{Moles\ de\ soluto}{Ki\log ramos\ de\ disolución}$$

Ejemplo. Disolución 5 m de NaCl, el símbolo de la molalidad (m) se lee "molal" y significa que en un kilogramo de solución se tienen 5 moles de cloruro de sodio.

Ejercicio 7. En 425 gra.
mos de agua se tienen 1.75 moles de etanol, ¿cuál es la molalidad de la disolución?

Respuesta. Sustituyendo en la fórmula:
m = 1.75 moles de etanol / 0.425 Kg de disolvente
= 4.11 moles / kg de etanol
= 4.11 m de etanol

Molaridad (M).

Es el número de moles de soluto disuelto en un litro de disolución.

Expresión matemática:

$$molaridad = \frac{Moles\ de\ soluto}{Litros\ de\ disolución}$$

La abreviatura de la molaridad es (M), cuyas unidades son “moles / litro” y se lee “molar”. Un ejemplo es una disolución 2 M de $CuSO_4$, significa que se tienen 2 moles de $CuSO_4$ en un litro de solución.

El mol es una unidad química que mide la cantidad de materia, por lo que los moles de cualquier sustancia no se pueden pesar, entonces es necesario utilizar otra unidad como los gramos. Para ello, en tu primer curso de química aprendiste que mediante razones unitarias puedes convertir gramos a moles y viceversa; ahora conocerás otra forma que te puede resultar más fácil, y es aplicando la siguiente fórmula:

$$n = \frac{masa\ del\ soluto\ en\ gramos}{masa\ molar\ del\ soluto}$$

dónde: n = número de moles

En la figura 2.16 se indican los pasos generales para la prepararación de disoluciones molares. El procedimiento para preparar disoluciones normales es el mismo de las disoluciones molares, la diferencia es el uso de preferencia de una balanza analítica.

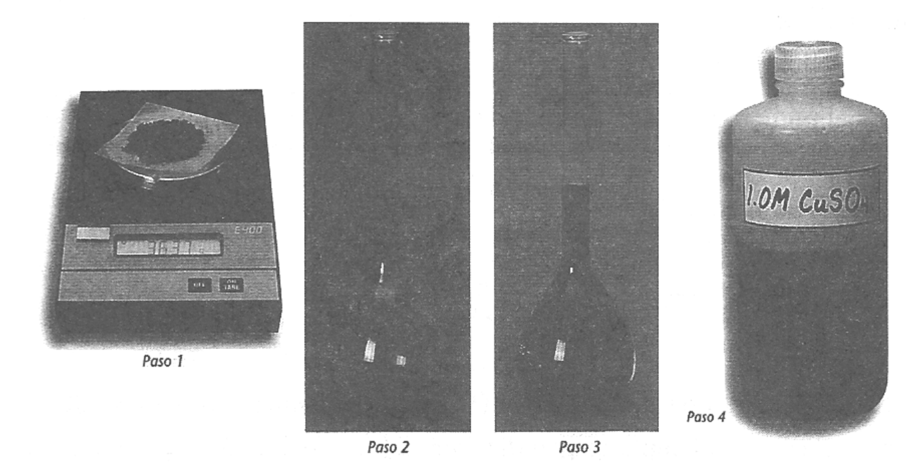


Fig. 2.16 Preparación de una disolución molar. En el paso 1 se pesa el soluto. Paso 2, transferencia del soluto al matraz volumétrico de volumen conocido. En el paso 3 se agrega suficiente disolvente para disolver el soluto, después se añade más disolvente hasta la marca de aforo. Finalmente la solución se agita y se almacena en un recipiente con tapa y debidamente rotulado.

Ejercicio 8. Calcular la molaridad de una disolución que se prepara disolviendo1.56 g de HCl gaseoso en agua suficiente para tener 26.8 ml de la disolución.

Respuesta. Primero se convierten los gramos de HCl a moles y los mililitros de la disolución a litros (26.8 ml = 0.0268 l).

Sustituyendo en la fórmula:
n = 1.56 g de HCl / 36.5 g / mol = 0.0427 moles de HCl

Puesto que ya tenemos los datos en los términos que se piden para calcular la molaridad, procedemos a sustituir en la fórmula:

M = 0.0427 moles de HCl / 0.0268 l de disolución
molaridad = 1.59 M

Ejercicio 9. ¿Cuántos moles de sulfato de sodio (Na_2SO_4) se tienen en 2.5 litros de una solución 1.4 M?

Respuesta. Se sustituyen los datos en la fórmula:
1.4 M = x moles de Na_2SO_4 / 2.5 l de disolución
X moles de Na_2SO_4 = (1.4 M) (2.5 l de disolución)
X= 3.5 moles de Na_2SO_4

Si ahora nos solicitaran calcular los gramos de Na_2SO_4 presentes en la disolución, ¿qué harías?

¡Por supuesto!, la solución esta en convertir los 3.5 moles de Na_2SO_4 en gramos aplicando la fórmula para conocer el número de moles y calculando previamente la masa molar del soluto (142 g / mol):

3.5 moles de Na_2SO_4 = x g de Na_2SO_4 / 142 g / mol
x g de Na_2SO_4 = (3.5 moles) (142 g / mol)
x = 3.5 g de Na_2SO_4

Formalidad (F).

Es el número de pesos fórmula – gramo del soluto contenidos en un litro de solución.

Expresión matemática:

$$Formalidad = \frac{Fórmula - gramo\ de\ soluto}{litros\ de\ disolución}$$

El símbolo de la formalidad (F) se lee "formal"; se utiliza para expresar la concentración de disoluciones con solutos iónicos. El término fórmula - gramo describe el peso del compuesto en gramos. Para solutos que tienen masas molares definidas, la molaridad y la formalidad son lo mismo; así, una disolución 1 F de ácido sulfúrico (H_2SO_4) es igual a una disolución 1 M, ya que la masa molar del H_2SO_4 es la misma que su peso-fórmula (98.08).

Normalidad (N).

Es el número de gramo-equivalentes de soluto en un litro de disolución.

La definición de la normalidad se expresa de la siguiente manera:

$$Normalidad = \frac{Gramo - equivalentes\ de\ soluto}{litros\ de\ disolución}$$

Otra forma de expresar la concentración de una disolución es la normalidad; por ejemplo una disolución 1 N de ácido fosfórico (H_3PO_4) contiene un equivalente del soluto en un litro de disolución.
La definición de la normalidad es semejante a la de molaridad con la diferencia de que la normalidad considera los equivalentes del soluto en lugar de los moles. Tomando en cuenta esto, la normalidad se fundamenta en una unidad química llamada peso equivalente.

Peso equivalente. El peso equivalente de una sustancia es la masa en gramos de un equivalente de dicha sustancia y puede corresponder a la masa molar de la sustancia o a una fracción sencilla de esta (un medio, un tercio, etc.). El peso equivalente se determina de acuerdo con el número de átomos de hidrógeno o iones hidroxilo contenidos en una molécula de sustancia, que intervengan en una reacción. También se refiere al número de átomos de hidrógeno con que reacciona una sustancia sin que esta misma los contenga.

En vista de lo anterior se tienen los siguientes casos:

a) El peso equivalente (Peq.) de un ácido es el cociente de su masa molecular entre los iones hidrógeno (H^+) que puede liberar en una reacción química:

$$Peq._{(ácido)} = \frac{masa\ molecular\ del\ ácido}{número\ de\ hidrógenos}$$

Es importante señalar que un ácido no siempre participa con todos los hidrógenos que tiene en su molécula, en tal caso, un mismo ácido podrá tener varios pesos equivalentes.

Ejemplo: El peso equivalente del H_2SO_4 es igual a 98.08 g que es su masa molecular entre los dos hidrógenos que pueden participar en una reacción:

Peq. del H_2SO_4 = 98.08 g / 2 = 49.04 g

49.04 g = 1equivalente de H_2SO_4

Otros ejemplos son los del ácido fosfórico (H_3PO_4) y el ácido clorhídrico (HCl).

Peq. del H_3PO_4 = 98.0 g / 3 = 32.66 g

32.66 g = 1equivalente de H_3PO_4

Peq. del HCl = 36.5 g / 1 = 36.5 g / mol

36.5 g / mol = 1equivalente de HCl

b) El peso equivalente de una base o álcali, es el cociente de su masa molecular entre los iones oxidrilos (OH^-) que puede combinar en una reacción química:

$$Peq._{(base)} = \frac{masa\ molecular\ de\ la\ base}{número\ de\ hidroxilos}$$

Ejemplo: El peso equivalente del Ca $(OH)_2$ es igual a 74.0 g que es su masa molecular entre los dos hidroxilos que pueden combinarse en una reacción: 37.0 g /mol

Peq. del $Ca(OH)_2$ = 74.0 g / 2 = 37 g

37.0 g = 1equivalente de Ca $(OH)_2$

Otros ejemplos son los del hidróxido de aluminio Al $(OH)_3$ y el NaOH.

Peq. del $Al(OH)_3$ = 78.0 g / 3 = 26.0 g / mol

26.0 g = 1equivalente de Al $(OH)_3$

Peq. del NaOH = 40.0 g / 1 = 40.0

40.0 g = 1equivalente de NaOH

c) El peso equivalente de las sales es el cociente de su masa molecular entre la valencia del metal.

$$Peq._{(sal)} = \frac{masa\ molecular\ de\ la\ sal}{valencia\ del\ metal}$$

Ejemplo: El peso equivalente del $Al_2(SO_4)_3$ es igual a 342.0 g que es su masa molar dividida entre (3^+) que corresponde a la valencia del aluminio:

Peq. del $Al_2(SO_4)_3$ = 342.0 g / 3 = 114.0 g
114.0 g = 1equivalente de $Al_2(SO_4)_3$
Otros ejemplos son los del cloruro de magnesio ($MgCl_2$) y el nitrato de plata ($AgNO_3$), la valencia del magnesio es de (2+) y la de la plata (1+):
Peq. del $MgCl_2$ = 95.3 g / 2 = 26.0 g
26.0 g = 1equivalente de $MgCl_2$
Peq. del $AgNO_3$ = 170.0 g / 1 = 170.0 g
170.0 g = 1equivalente de $AgNO_3$

Gramo-equivalentes (g-eq). Mientras que el peso equivalente de una sustancia en una reacción dada es un valor constante, los
gramo- equivalentes de esta sustancia representan una medida de la cantidad de la misma en una reacción, que puede tener cualquier valor numérico. Cuando se conoce la masa en gramos de una sustancia y su peso equivalente se pueden calcular los gramo-equivalentes de acuerdo con la siguiente ecuación:

$$gramo-equivalentes\ del\ soluto = \frac{gramos\ del\ soluto}{peso\ equivalente\ del\ soluto}$$

Si se combina esta ecuación con la que define la normalidad se tiene:

$$Normalidad = \frac{m}{V\ x\ Peq.}$$

donde: m = masa en gramos del soluto.
V = volumen de la disolución en litros.
Peq. = peso equivalente del soluto (g/g-eq.)
N = g-eq./l

Ejercicio 10. Calcular la normalidad de una disolución que se prepara disolviendo en agua 67.5 g de Na_2CO_3 hasta formar 5 litros de la disolución.

Respuesta. De acuerdo a la fórmula que define a la normalidad y con los datos que el problema nos proporciona procedemos a calcular primero el peso equivalente:

Peq. del Na_2CO_3 = 106.0 g / 2 = 53.0 g

Sustituyendo en la fórmula que define a la normalidad:

N = 67.5 g de Na_2CO_3/(5 l)(53.0 g/g-eq)

normalidad del Na_2CO_3 = 0.25 g-eq/l = 0.25 N

Ejercicio 11. ¿Qué cantidad de nitrato de plata ($AgNO_3$) se necesita para preparar 100 ml de una disolución 0.1N?

Respuesta. Se convierten los mililitros de la disolución a litros
(100 ml = 0.1) y se calcula el peso equivalente del $AgNO_3$:
Peq. del $AgNO_3$ = 170.0 g / mol / 1 = 170.0 g
Sustituyendo en la fórmula:
0.1N = x g de $AgNO_3$ /(0.1 l)(170.0 g/eq)
x g de $AgNO_3$ = (0.1g-eq./l) (0.1 l) (170.0 g/eq)
x g de $AgNO_3$ = 17.0 g

Relación entre concentración en peso, molaridad y normalidad.

Al presentarte las diferentes formas de expresar la concentración de las disoluciones habrás observado que algunas de estas expresiones se refieren al volumen de las disoluciones; tal es el caso de la concentración en peso, la molaridad y la normalidad que son las más comunes. Las tres unidades se refieren a la cantidad de soluto por litro de disolución. Esta particularidad permite relacionarlas convirtiendo una unidad en otra.

En el caso de la relación entre la molaridad y la normalidad, **la normalidad es igual o un múltiplo entero de la molaridad**. Abordemos esto con algunos ejemplos:

Las concentraciones molar y normal de una disolución de NaOH son iguales porque:

1 mol de NaOH = 40 g = 1 M

Peq. del NaOH = 40 g = 1equivalente = 1 N

Por lo tanto, si se quiere convertir una disolución 2 M de NaOH a su equivalente en normalidad, el resultado es 2 N.

Veamos otro ejemplo con una disolución de HCl, para el HCl la molaridad y la normalidad también son idénticas:

1 mol de HCl = 36.5 g = 1 M

Peq. del HCl = 36.5 g = 1equivalente = 1 N

de aquí que una disolución 1 N de HCl sea equivalente a una disolución 1 M de HCl.

Una disolución 1 M de ácido sulfúrico (H_2SO_4) es equivalente a una disolución 2 N de H_2SO_4, (siempre que participen los dos hidrógenos de la molécula), esto se debe a:

1 mol de H_2SO_4 = 98.08 g

Peq. del H_2SO_4 = 49.04 g

Recuerda que 49.04 g de ácido sulfúrico es igual a un equivalente y corresponde entonces a una disolución 1 N, por lo tanto tenemos las siguientes equivalencias:

0.5 M de H_2SO_4 = 49.04 g = 1 equivalente = 1 N

1M de H_2SO_4 = 98.08 g = 2 equivalentes = 2 N

2M de H_2SO_4 = 196.16 g = 4 equivalentes = 4 N

Ejercicio 12. Se tiene una disolución que contiene 40.0 g de NaCl por litro (40.0 g / l), convierta esta expresión de la concentración a molaridad y normalidad.

Respuesta. Utilizando relaciones unitarias y considerando que la masa molar del cloruro de sodio es 58.5 g tenemos:

$$M\ de\ NaCl = \left(\frac{1\ mol\ de\ NaCl}{58.5\ g}\right) x \left(\frac{40.0\ g\ de\ NaCl}{1\ l}\right)$$

Molaridad del NaCl = 0.684 M

Otra manera de calcular la molaridad del NaCl, es mediante una proporción llamada regla de tres simple:

1 mol de NaCl ________ 58.5 g
x moles de NaCl ________ 40 .0 g de NaCl

(40 .0 g de NaCl) x (1 mol de NaCl) / 58.5 g = 0.684 moles de NaCl

Para convertir la molaridad en normalidad necesitamos la siguiente relación:

1 mol de NaCl = 58.5 g
Peq. del NaCl = 58.5 g

Puesto que se trata del mismo valor :
0.684 M de NaCl = 0.684 N de NaCl

RESUMEN.

Una dispersión se define como una mezcla de dos o más sustancias en donde sus componentes se llaman fases. La fase dispersora la constituye la sustancia que se encuentra en mayor cantidad, la fase dispersa la forma la sustancia en menor cantidad.

Las dispersiones se clasifican en disoluciones, coloides o suspensiones dependiendo del tamaño de la partícula de la fase dispersa.

Una disolución es una mezcla homogénea de dos o más sustancias y de composición variable, cuyos componentes son el soluto (sustancia en menor proporción) y el disolvente (sustancia en mayor proporción), difieren de otro tipo de dispersiones en cuanto a que no hay separación de sus componentes en forma visible.

En cualquier disolución, el estado de agregación del disolvente, es el estado de la disolución. Los tres estados de la materia pueden combinarse de formas diferentes para formar mezclas generalmente binarias.

Las disoluciones más utilizadas en química son las que tienen agua como disolvente (disoluciones acuosas). El agua es un disolvente polar por lo que en general es un medio para la disolución de sustancias polares, sin embargo, la solubilidad de un soluto en un disolvente dado depende de las interacciones entre el disolvente y el soluto.

Los coloides son otras de las mezclas más abundantes en la naturaleza, el citoplasma de las células es un ejemplo de coloide, se les considera como un estado intermedio entre las disoluciones y las suspensiones. Al igual que las soluciones presentan características importantes que los distinguen como por ejemplo el efecto Tyndall y el movimiento browniano.

Las suspensiones son mezclas heterogéneas fácilmente sedimentables por algún medio mecánico como la centrifugación, su aplicación también es muy amplia, en particular en la industria farmacéutica con las llamadas emulsiones (laxantes y antibióticos).

La concentración de una disolución indica la cantidad del soluto disuelto en la disolución. Son varias las formas de expresar la concentración de las disoluciones, la forma que se elija tiene relación con el uso que se le vaya a dar a la

disolución. La concentración puede ser descrita de forma cualitativa (disoluciones no saturadas, saturadas y sobresaturadas) y cuantitativa. De la manera cuantitativa las unidades en las que se expresa la concentración del soluto son físicas (concentración en peso, porcentaje en peso y volumen entre otros) o químicas (molaridad y normalidad que son las más comunes).

ACTIVIDADES DE APRENDIZAJE.

Realiza una lista de mezclas, clasificándolas en homogéneas y heterogéneas.

Elabora un ensayo en el que se explique la importancia de las dispersiones para la vida del hombre.

Elabora un cuadro comparativo de las principales propiedades de las disoluciones, coloides y suspensiones.

Clasifica las siguientes disoluciones de acuerdo con los estados físicos del disolvente.

a) NaCl en agua ______________________

b) Aire ______________________

c) Etanol en agua Aire ______________________

d) Bronce ______________________

e) Paladio hidrogenado ______________________

Identifica a que tipo de dispersión pertenecen los siguientes ejemplos:

a) Queso ______________________

b) Aleaciones ______________________

c) Mayonesa ______________________

d) Pepto-bismol ______________________

e) Aire ______________________

Escribe los factores que afectan la solubilidad de un soluto en una disolución:

a) ____________________________

b) ____________________________

c) ____________________________

d) ____________________________

Clasifica en unidades físicas o químicas las siguientes formas de expresar la concentración de las disoluciones:

a) Porcentaje en peso ____________________________

b) Normalidad ____________________________

c) Concentración en peso ____________________________

d) Molaridad ____________________________

e) Partes por millón ____________________________

EVALUACIÓN.

I. Subraya la respuesta correcta en las siguientes cuestiones.

1. El Efecto Tyndall y el movimiento browniano son propiedades de este tipo de dispersiones.

a) Suspensiones b) Coloides c) Disoluciones d) Emulsiones

2. Es un ejemplo de disolución.

a) La nieve b) El agua de mar c) La gelatina d) La espuma

3. Es el medio en el que se dispersa el soluto y forma la mayor parte de la disolución.

a) Soluto b) Disolución c) Disolvente d) Solución

4. Son disoluciones que tienen muy poca cantidad de soluto disuelto.

a) Diluida b) Sobresaturada c) Concentrada d) Saturada

5. Componente de la disolución que a temperatura normal determina el estado de agregación de la disolución.
a) Soluto b) Volumen c) Disolvente d) Masa

6. Es la dispersión en la que el tamaño de la partícula es menor a 1 nm.
a) Suspensiones b) Coloides c) Disoluciones d) Emulsiones

7. Son las disoluciones en las que se determina en forma cualitativa la cantidad del soluto presente en la disolución.
a) Valoradas b) Gavimétricas c) Volumétricas d) Empíricas

8. Son las disoluciones que se definen como la cantidad de gramo-equivalentes en un litro de disolución.
a) Molales b) Formales c) Normales d) Molares

9. Son las disoluciones que se definen como la cantidad de moles en un kilogramo de disolvente.
a) Molales b) Formales c) Normales d) Molares

10. Estas disoluciones son muy utilizadas en la química analítica cuantitativa.
a) % v/v b) Concentración en peso c) Normales d) % m/m

II. Lee detenidamente cada planteamiento y contesta lo que se te pide.

11. Una solución se prepara disolviendo 250 g de KOH, en suficiente agua para preparar 3 litros de disolución ¿cual es la molaridad de la solución?

12. ¿Qué volumen de solución de 0.500 M de $CuSO_4$ se puede preparar con 90.5 g de $CuSO_4$?

13. ¿Cuántos gramos de $AgNO_3$ se necesitan para preparar 400 g de una disolución al 5%?

14. Si se disuelven 4 g de ácido sulfúrico en suficiente agua hasta formar 300 ml de disolución, ¿cuál es la normalidad de la disolución?

15.Para preparar una solución 1N de ácido fosfórico, ¿cuántos gramos de H_3PO_4 se necesitan?

16. Cual es el % de una solución que contiene 400 g de cloruro de amonio en10000 g de solución?

17. Una disolución de $ZnSO_4$ tiene una concentración de 0.70 mol $ZnSO_4$ por litro de disolución (abreviación: 0.70 M $ZnSO_4$). Exprésese esto en unidades de concentración en peso y normalidad.

18. ¿Cuál es el porciento en volumen de una solución formada por 90 ml de soluto y 125 ml de disolvente?

19. ¿Cuantos gramos de hidróxido de magnesio ($Mg(OH)_2$) se necesitan para preparar 85 ml de una disolución que contenga 0.45 gramos por litro?

20. Calcula la cantidad en gramos de agua que deben agregarse a 23 gramos de cloruro de calcio, para tener una solución acuosa de este compuesto al 16 %.

UNIDAD 3

CINÉTICA QUÍMICA

OBJETIVOS DE APRENDIZAJE

Conocer los parámetros de los que depende la velocidad de las reacciones.

Comprender la importancia que tiene la velocidad de las reacciones en el ámbito industrial.

Comprender el equilibrio químico en términos de una reacción reversible.

En la naturaleza constantemente se efectúan cambios que modifican la estructura interna de la materia; muchos de estos cambios dan origen a nuevas sustancias.

¿Recuerdas que nombre reciben los cambios químicos que experimentan las sustancias al combinarse?

¡Efectivamente! Reacción química.

En tu primer curso de química, se te mencionó que la velocidad de las reacciones es variable; algunas reacciones químicas son muy lentas como la oxidación de los metales, otras son muy rápidas como las reacciones que se producen en la explosión de los fuegos artificiales. ¿te has pregunta porqué las reacciones químicas tienen lugar a diferente velocidad? Fig. 3.1 y 3.2

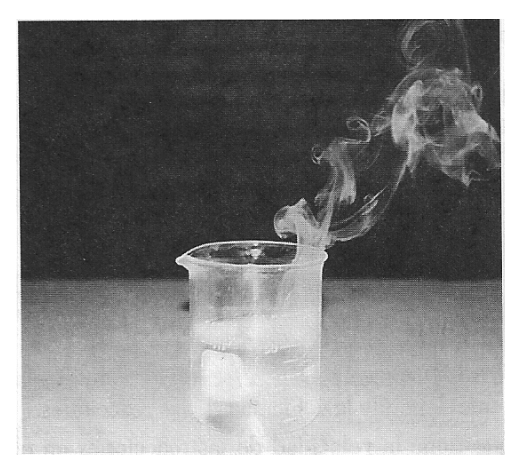


Fig. 3.1 Muestra la reacción del sodio con el agua, podemos observar que esta reacción es muy rápida.

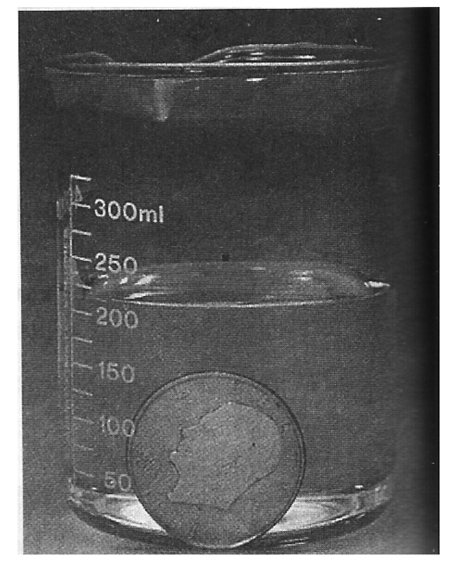


Fig. 3.2 Al reaccionar la plata con el agua aparentemente no existe cambio, esto se debe a que es una reacción lenta.

Para los químicos, es motivo de gran interés conocer la velocidad a que se efectúan las reacciones y los factores que modifican esta velocidad, porque de esta manera pueden controlar las condiciones de la reacción y con ello obtener un mayor rendimiento en la síntesis de productos.

Otro fenómeno que se ha observado en las reacciones químicas es que en condiciones adecuadas los productos reaccionan para producir las sustancias iniciales dando origen a las reacciones reversibles, en las que en un momento dado las velocidades en un sentido y otro de la reacción se igualan alcanzándose el punto de equilibrio.

Conocer la velocidad de las reacciones químicas, los factores que influyen en la velocidad y como se alcanza el punto de equilibrio en la reacción, es el campo de estudio de la **Cinética Química.**

La **cinética química** es el área de la ciencia química que estudia la velocidad o rapidez con la que se efectúa una reacción química, así como los mecanismos que describen el transcurso de dicha reacción.

En esta unidad, incursionaremos en el campo de la cinética química en donde aprenderás cómo expresar y cómo determinar la velocidad a la que se llevan a cabo las reacciones químicas y cómo la velocidad de las reacciones esta determinada por diversos factores al igual que el punto de equilibrio.

3.1 VELOCIDAD DE REACCIÓN.

3.1.1 CONCEPTO GENERAL.

Se define la velocidad de reacción como el número de moles de una sustancia producida o consumida por unidad de tiempo.

La velocidad de reacción describe que tan rápido cambian con el tiempo las concentraciones de las sustancias participantes en la reacción (reactivos y productos).

La expresión matemática de la velocidad de reacción es

$$v = \frac{\text{var}\,iación\ de\ la\ concentración}{tiempo\ trancurrido}$$

Generalmente las unidades en que se expresa son mol/litro-segundo.

3.1.2 FACTORES QUE AFECTAN LA VELOCIDAD DE REACCIÓN.

Para que se efectúe una reacción química las partículas deben chocar unas con otras. En estos choques los átomos se reordenan, los enlaces se rompen y se forman otros, dando lugar a la formación de nuevas sustancias, "**Teoría de las colisiones**".

Se debe aclarar que no todas las colisiones entre moléculas proporcionan la suficiente energía para que se lleve a cabo una reacción, porque si no todas serian instantáneas. Algunas partículas cuando chocan únicamente se repelen debido a las fuerzas repulsivas. Por lo que, las moléculas que chocan deben poseer la suficiente energía cinética, para vencer las fuerzas repulsivas generadas por sus nubes electrónicas, y hacer que los átomos de las moléculas vibren con violencia y los enlaces que los mantienen unidos se rompan y se formen nuevos.

Así, para que reaccionen dos sustancias no solo se requiere que choquen sino que además posean una cantidad mínima de energía, capaz de romper los enlaces entre moléculas y una orientación apropiada. Esta cantidad de energía necesaria para producir una reacción química se conoce como **energía de activación**.

La energía de activación depende de la naturaleza de los reactivos, es característico de cada reacción.

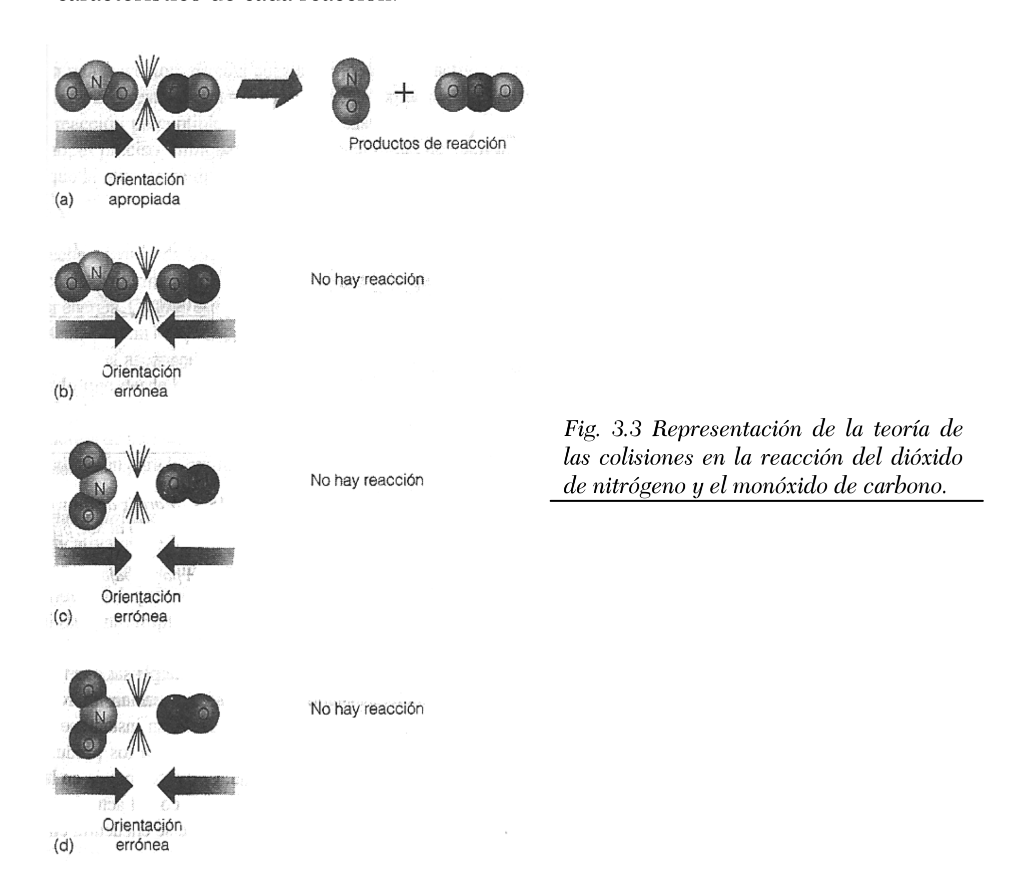
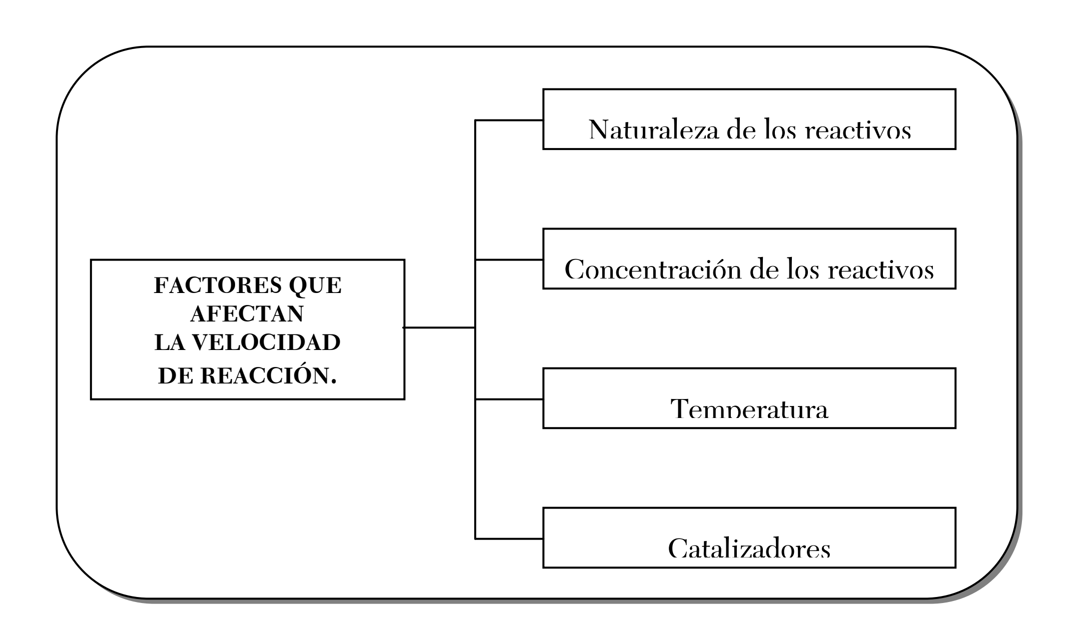


Fig. 3.3 Representación de la teoría de las colisiones en la reacción del dióxido de nitrógeno y el monóxido de carbono.

A su vez, una reacción química puede realizarse lenta o rápidamente, dependiendo de varios factores. Experimentalmente se ha estimado que existen diversos factores que afectan la velocidad de una reacción química. Estos son:



Naturaleza de los reactivos.

Las estructuras atómicas o moleculares de los reactivos, la fuerza de sus enlaces químicos, la energía de activación, entre otras características determinan su naturaleza.

Las substancias sufren cambios químicos a diferentes velocidades, el magnesio, por ejemplo, se oxida más rápidamente que el fierro cuando ambos son expuestos al aire libre. Estas diferencias en la velocidad de oxidación se deben a su naturaleza.

De aquí que las reacciones de compuestos iónicos sean casi instantáneas, mientras que las substancias con enlace covalente reaccionan mas lentamente, ya que las colisiones entre estas moléculas a temperaturas normales no suministran la suficiente energía para romper los enlaces. Un ejemplo es la reacción entre el hidrógeno y el oxígeno, que a temperatura ambiente reaccionan tan lentamente qué no se perciben cambios químicos aparentes, figuras 3.4 y 3.5.

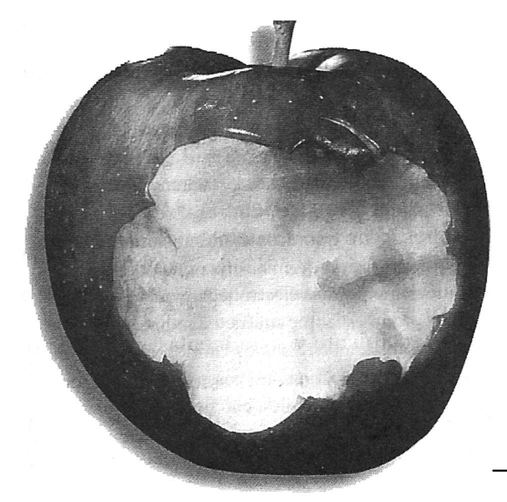


Fig. 3.4 La oxidación de una manzana es un ejemplo de una reacción química lenta en productos naturales.

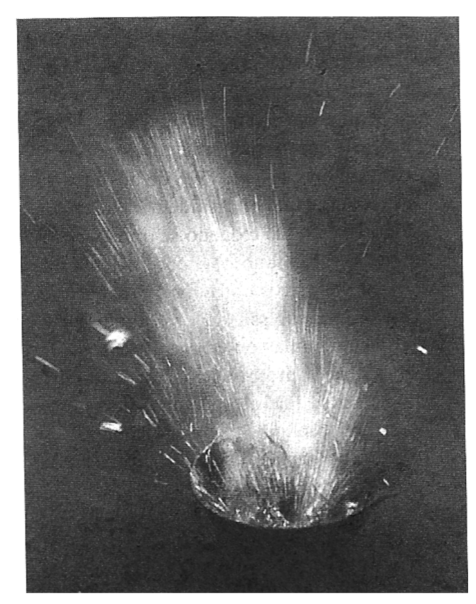


Fig. 3.5 Al calentar el nitrato de amonio se Produce una reacción muy rápida (explosiva).

Concentración de los reactivos.

Cuando se aumenta la concentración de un reactivo se acelera la velocidad de reacción. Para que se efectué una reacción, los reactivos deben entrar en contacto, si aumenta el reactivo, habrá más moléculas en una unidad de

volumen por lo que habrá más colisiones. Por ejemplo, una fogata se consume lentamente, al avivar las llamas con un abanico se incrementa la cantidad de oxígeno disponible y la fogata arderá con más fuerza, es decir, la velocidad de combustión aumenta.

> A mayor concentración, mayor es el numero de moléculas y mayor el numero de colisiones. Por eso la velocidad de reacción depende de la concentración de los reactivos.

Si se tiene un gas encerrado en un recipiente y se aumenta la presión se estará disminuyendo su volumen, esto hace que la concentración aumente y las moléculas estén más en contacto, aumentando la probabilidad de colisiones. La presión es un factor que solamente va a afectar la velocidad de reacción de los gases, figuras 3.6 y 3.7.

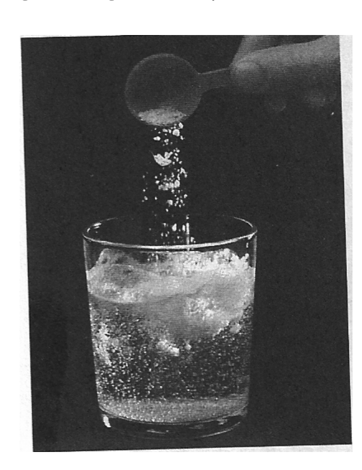


Fig. 3.6 Al aumentar la concentración del ácido acetilsalicílico en agua su velocidad de reacción se incrementa

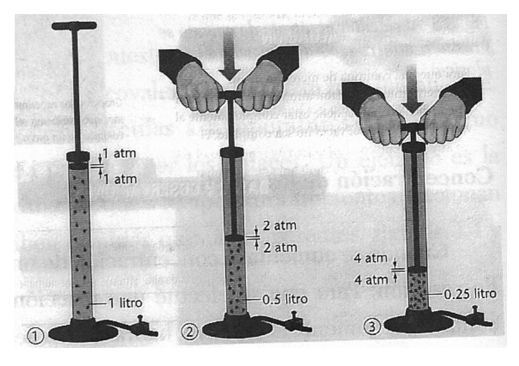


Fig. 3.7 Al aumentar la presión sobre un gas, la reacción es más rápida.

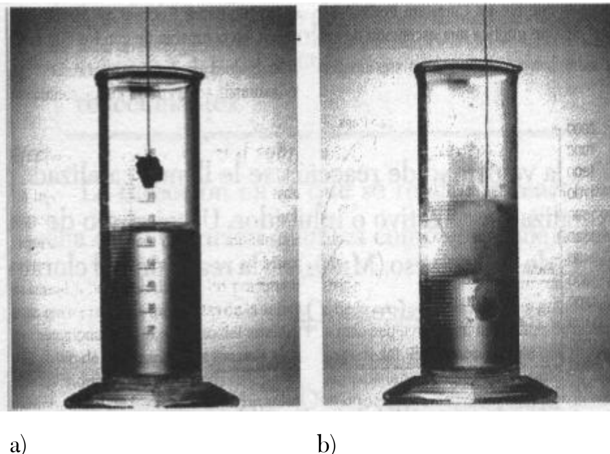
Temperatura.

A mayor temperatura las moléculas se mueven más rápidamente, aumenta su energía cinética, los enlaces se rompen y la probabilidad de que las moléculas choquen y reaccionen es mayor.

Las moléculas deben adquirir cierta energía de activación para dar inicio a la reacción, por eso los alimentos se descomponen mas rápidamente cuando los dejamos fuera del refrigerador o un pedazo de madera necesita que se le adicione calor para que se queme. La madera a temperatura ambiente no se quema debido a que las moléculas carecen de una cantidad de energía extra, pero si aumentamos su temperatura unas moléculas van a adquirir la energía de activación necesaria para dar inicio a la combustión. El calor que se libera es absorbido por otras moléculas, las cuales adquirieren la energía de activación necesaria para continuar con la reacción, sin necesidad de administrar más energía. Las primeras moléculas al reaccionar suministran la energía necesaria para activar a otras más.

Catalizadores.

Un catalizador es una sustancia que aumenta o disminuye la velocidad de una reacción pero que no aparece en los productos. El catalizador no sufre cambios químicos en su estructura al final de la reacción.



a) b)

Fig. 3.8 La descomposición del agua oxigenada H_2O_2 a temperatura ambiente es muy lenta,sin embargo al introducir un trozo de óxido de manganeso la velocidad se incrementa.

Un catalizador va a aumentar la velocidad de reacción porque disminuye la cantidad de energía necesaria para romper los enlaces o va a cambiar el mecanismo de la reacción a un curso que requiera menor energía de activación, figura 3.9.

A menor energía de activación, mayor velocidad de reacción, por lo contrario a mayor energía de activación, menor es la velocidad de reacción.

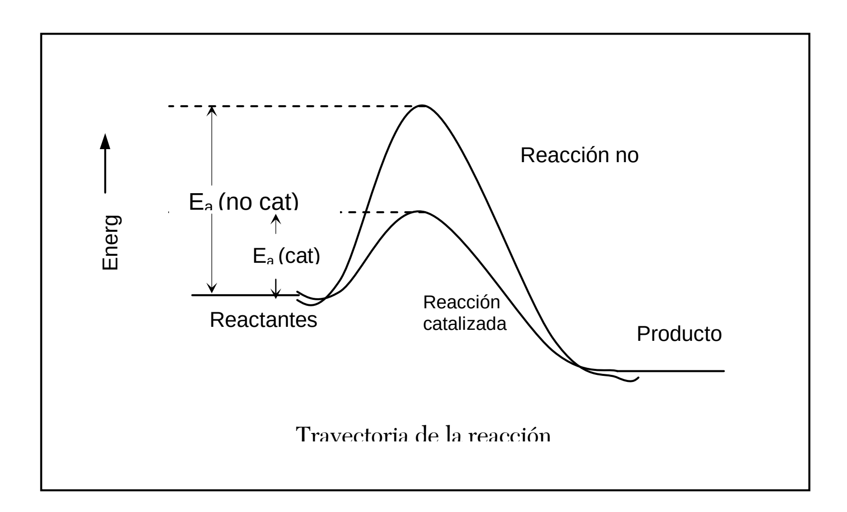


Fig. 3.9 Diagramas de energía para reacciones catalizadas y no catalizadas. El catalizador funciona en este ejemplo para disminuir la energía de activación. La energía de los reactivos y de los productos no son alterados por la presencia del catalizador.

Normalmente los catalizadores son selectivos, solo actúan para una reacción determinada.

Al catalizador que acelera la velocidad de reacción se le llama, catalizador positivo y al que la retarda catalizador negativo o inhibidor. Un ejemplo de un catalizador positivo es el dióxido de manganeso (MnO_2) en la reacción del clorato de potasio ($KClO_3$) y el platino (Pt) para la obtención de oxígeno (O_2).

Los conservadores de alimentos son ejemplos de catalizadores negativos, disminuyen la velocidad de descomposición por ejemplo el benzoato de sodio que se utiliza para la conservación de alimentos enlatados; el tocoferol como antioxidante que se añade a las grasas para retardar el enranciamiento.

Los catalizadores pueden clasificarse en **homogéneos y heterogéneos.** Los **Homogéneos**, aquellos que se encuentran en la misma fase o estado de agregación que las sustancias reactivas. **Heterogéneos** cuando se encuentran en una fase diferente a las moléculas de los reactivos.

Existen catalizadores biológicos naturales, necesarios para que las células funcionen eficazmente, llamados enzimas. Las enzimas son proteínas que actúan como catalizadores en los procesos bioquímicos de los organismos vivos, como la fotosíntesis, la glucólisis, la respiración, el crecimiento, la reproducción, el aprovechamiento de los alimentos como combustible, etc. En la química Industrial se requiere de investigación en la búsqueda de catalizadores nuevos y más efectivos para los diferentes procesos químicos.

3.1.3 REACCIONES IRREVERSIBLES Y REVERSIBLES.

Las reacciones se pueden clasificar en **irreversibles y reversibles** si estas ocurren en un solo sentido o en ambos.

Las reacciones irreversibles son aquellas que tienen lugar en un solo sentido y terminan cuando se agota por lo menos una de las sustancias reaccionantes.

La dirección en la que se realiza la reacción se representan con una sola flecha en la ecuación química como se señala a continuación:

$$aA + bB \quad \rightarrow \quad cC + dD$$

siendo A, B, C y D especies químicas cualesquiera y a, b, c y d los coeficientes resultado del balanceo de la reacción. La velocidad en estas

reacciones es única. Son ejemplos de este tipo de reacciones aquellas que forman precipitados insolubles, gases que se pierden en el medio, moléculas parcialmente ionizadas o bien iones, y que en condiciones normales no pueden reaccionar para formar nuevamente las sustancias iniciales.

$$AgNO_{3(ac)} + NaCl_{(ac)} \rightarrow \quad AgCl + NaNO_{3(ac)}$$

$$NaCl_{(ac)} + H_2SO_{4Cac)} \rightarrow NaHSO_{4AC)} + HCl \uparrow$$

Las reacciones reversibles son aquellas en las que los productos reaccionan para producir nuevamente los reactivos, verificándose simultáneamente en ambos sentidos.

La dirección en la que se realiza la reacción se representa en la ecuación química con dos flechas con sentidos contrarios de la manera siguiente:

$$aA + bB \quad \leftrightarrow \quad cC + dD$$

En este tipo de reacciones los productos se combinan para formar las sustancias originales, cuando esto sucede a la misma velocidad se establece un equilibrio en ambos sentidos de la reacción.

$$CuO_{(s)} + H_{2(g)} \leftrightarrow Cu_{(s)} + H_2O_{(g)}$$

3.2 EQUILIBRIO QUÍMICO.

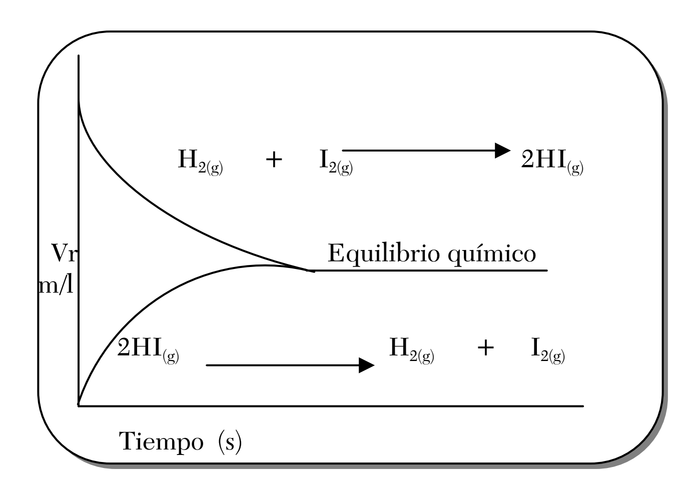
La palabra equilibrio indica balance o estado estable. Por ejemplo cuando una pelota está en equilibrio sobre un eje, se sabe que existe un balance de fuerzas opuestas; en química cuando se efectúa una reacción reversible conforme pasa el tiempo, la concentración de los reactivos disminuye y la velocidad de reacción directa decrece, al mismo tiempo la concentración de los productos aumenta al igual que la velocidad de la reacción inversa. Sin embargo, en un momento determinado las dos reacciones ocurren a la misma velocidad, se dice entonces que se ha alcanzado el "**equilibrio químico".**

No debemos confundir el equilibrio químico, con el momento en que los reactantes y los productos se encuentran en la misma concentración, sino el momento en el cual la concentración de los reactivos y los productos es constante.

$$aA + bB \quad \leftrightarrow \quad cC + dD$$

En el equilibrio la velocidad directa $\left(\xrightarrow{directa}\right)$ y la inversa $\left(\xleftarrow[inversa]{}\right)$ son iguales.

Ejemplo: $H_{2(g)} + I_{2(g)} \leftrightarrow 2HI_{(g)}$



"El equilibrio no es estático sino dinámico" y describe la apariencia del sistema, pero no la actividad de las partículas individuales. En él la interacción de las partículas reactivas está balanceada con la interacción de las partículas de los productos en la dirección opuesta.

Dependiendo del tipo de especies químicas que intervienen en una reacción química, el equilibrio puede ser:

a) Molecular: En él los productos son moléculas neutras.

$$aA + bB \quad \leftrightarrow \quad cC + dD$$

b) Iónico: Cuando en el proceso se forman iones.

$$AB \quad \leftrightarrow \quad aA^{+} + bB^{-}$$

3.2.1 LEY DE ACCIÓN DE MASAS.

En 1867 Cato Maximilian Guldberg (1836-1902) y Peter Waage, (1833-1900) propusieron la ley del equilibrio químico (originalmente ley de acción de masas), la cual se enuncia como:

"A temperatura constante la velocidad de una reacción química es proporcional al producto de las concentraciones molares de los reactantes".

También puede enunciarse como:

"La velocidad o rapidez de una reacción química en un instante dado es proporcional a la concentración de los reactivos, ésta elevada a una potencia igual al número de moles de aquella especie participante en la reacción".

La expresión matemática para la definición anterior es:

$$Vr \; \alpha \; [A]^a \; [B]^b$$

Sustituyendo el símbolo de proporcionalidad tenemos:

$$Vr = k \; [A]^a \; [B]^b$$

Donde:
Vr = velocidad de reacción
k = Constante de proporcionalidad de la velocidad de reacción.
$[A]^a \; [B]^b$ = Concentraciones molares de los reactivos en moles/litro.

Orden de reacción.

La cinética química, como ya se menciono estudia cada una de las etapas de la reacción durante la transformación de reactantes a productos (mecanismo de reacción). Una vez conocido el mecanismo de una reacción puede ser posible alterar las condiciones en las que ocurre para incrementar la velocidad de reacción y el rendimiento del producto deseado o bien disminuir la velocidad de formación y el rendimiento de un producto indeseable.

El orden de una reacción química depende de la concentración de las sustancias participantes de la reacción. Esta relacionado con la velocidad de reacción desde el momento que ambos términos dependen de la concentración de los reactivos y los productos. El conocimiento del orden de reacción con respecto a cada reaccionante o en forma total nos permite proponer los posibles mecanismos de reacción eliminando los no probables.

El orden de una reacción química se puede determinar sumando todos los exponentes de los términos de la concentración en la ecuación de velocidad o bien a partir de datos experimentales o métodos gráficos.

Veamos esto, estableciendo una reacción hipotética:

$aA + bB \xrightarrow{V_1} cC + dD$ o bien $aA + bB \xleftarrow{V_2} cC + dD$

Recuerda que A, B, C y D son especies químicas cualesquiera y a, b, c y d los coeficientes resultado del balanceo de la reacción.

Luego se aplica la Ley de Acción de Masas para ambas ecuaciones según sea el caso:

$$V_1 = k\,[A]^a\,[B]^b \quad \text{o bien} \quad V_2 = k\,[C]^c\,[D]^d$$

Se observan los exponentes de las concentraciones de las sustancias, el valor numérico de los exponentes corresponderá al orden de la reacción.

Orden con respecto a A = a
Orden con respecto a B = b
Orden total con respecto a A y a B = a + b

En este sentido se tienen los siguientes casos:

- Cuando se tiene tan solo una sustancia reaccionante y el valor de su coeficiente es 1 la reacción es de primer orden, si el coeficiente es 2, la reacción es de segundo orden, etc.

- Cuando la velocidad de la reacción depende de la concentración de dos sustancias (A y B o C y D), será de segundo orden si el valor de los coeficientes de estas sustancias es 1 (1 + 1 = 2), y así sucesivamente. Veamos los siguientes ejemplos:

Determinar el orden de la siguiente reacción:

$$C_2H_6 \xrightarrow{V_r} H_2 + C_2H_4$$

$$V_r = k\,[C_2H_6]$$

Orden con respecto a C_2H_6 = 1 (primer orden)

Determinar el orden de la siguiente reacción:

$$2KClO_3 \xrightarrow{V_1} 2KCl + 3O_2$$

$$V_r = k\,[KClO_3]^2$$

Orden con respecto a $KClO_3$ = 2 (segundo orden)
Orden total ($KClO_3$) = 2 (segundo orden)

Determinar el orden de la siguiente reacción con respecto a cada reactivo y a la reacción total.

$$N_2 + 3H_2 \xrightarrow{V_1} 2NH_3$$

$$V_1 = k\,[N_2][H_2]^3$$

Orden con respecto a N_2 = 1 (primer orden)
Orden con respecto a H_2 = 3 (tercer orden)
Orden total (N_2 y H_2) = 1 + 3 = 4 (cuarto orden)

En ciertos casos, una reacción puede ser independiente de la concentración de un reactante, veamos sea:

$$A + B \rightarrow AB$$

Si un incremento en la concentración de A o B no aumenta la velocidad de la reacción se dice que es de orden cero con respecto a A o B, según sea el caso. Por ejemplo, sea B la sustancia que aumenta su concentración tenemos:

$$V_r = k\,[A][B]^0 = k[A]$$

Por lo tanto, la reacción es de primer orden con respecto al reactivo A y de orden cero con respecto al reactivo B.

3.2.2 DETERMINACIÓN DE LA CONSTANTE DE EQUILIBRIO.

Ya se mencionó que en cualquier proceso químico se rompen y forman enlaces, esto se genera debido a las colisiones entre las partículas; sin embargo, no todas las colisiones son efectivas. Para que sean efectivas se requiere que las moléculas tengan la mínima energía de activación y que la colisión tenga una orientación adecuada.

Por medio de la Ley de Acción de Masas se establece la constante de equilibrio a partir de la reacción directa y la inversa:

$$aA + bB \underset{V_2}{\overset{V_1}{\rightleftharpoons}} cC + dD$$

$$V_1 = k_1 [A]^a [B]^b$$

$$V_2 = k_2 [C]^c [D]^d$$

En el equilibrio tenemos:

$V_1 = V_2$

Por lo tanto:

$$k_1 [A]^a [B]^b = k_2 [C]^c [D]^d$$

$$Kc = \frac{[\ c\ ]^c [\ D\ ]^d}{[\ A\ ]^a [\ B\ ]^b}$$

De ello se deduce que la constante de **equilibrio** (**Kc**) para cualquier sistema a una temperatura determinada:

> Es igual al producto de las concentraciones molares de los productos, entre el producto de las concentraciones molares de los reactantes, elevadas cada una a un exponente que corresponde al coeficiente que tengan en la ecuación balanceada.

El valor de Kc es específico para cualquier reacción a una temperatura dada y este valor no se acostumbra acompañarlo de unidades; sin embargo, asociar las unidades a la constante de equilibrio tiene la ventaja de indicar con claridad las unidades en las que se expresa la concentración de las sustancias participantes de la reacción.

El valor de la Kc de una reacción dada nos ayuda a predecir hacia donde se dirige el sentido de la reacción:

> Si el valor de la constante de equilibrio es mayor de 1, significa que la reacción favorece la formación de productos. Si el valor es menor de 1, significa que la reacción no favorece la formación de productos sino de reactivos.

Ejercicio 1. ¿Cuál es el valor de la constante de equilibrio en la reacción de obtención del NH_3 a 200ºC, si en el equilibrio la concentración de N_2 es de 0.6 mol/l. la de H_2 es de 1.8mol/l y la del NH_3 es de 2.8m/l?

$$N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \rightarrow 2NH_{3(g)}$$

0.6m/l 1.8m/l 2.8m/l Kc = X

Se escribe la expresión matemática de la Kc para la ecuación química:

$$Kc = \frac{[NH_3]^2}{[N_2][H_2]^3}$$

Se sustituyen los valores proporcionados en el enunciado del problema:

$$Kc = \frac{[2.8m/l]^2}{[0.6m/l][1.8m/l]^3}$$

$$= \frac{(7.84)}{(0.6)(5.832)} = \frac{7.84}{3.4992} = 2.24 \text{ mol/l}$$

Ejercicio 2. Para la obtención del ácido yodhídrico. La constante de equilibrio es de 64 a una temperatura de 300^{0}C. Si la concentración molar del ácido en el equilibrio es de 0.2 mol ¿Cuál será la concentración de H_2 y de I_2?

$$I_{2(g)} + H_{2(g)} \leftrightarrow 2HI_{(g)} \quad \text{kc=64mol/l}$$

X X 0.2 mol

$$64 \text{ mol/l} = \frac{[HI]^2}{[I_2][H_2]}$$

Se sustituyen los valores y se despeja la incógnita:

$$64mol/l = \frac{(0.2mol)^2}{(X)(X)} \qquad X^2 = \frac{(0.2mol/l)^2}{64}$$

$$X^2 = \frac{0.04mol/l}{64} = 6.25x10^{-4} \qquad X = \sqrt{6.25x10^{-4}} \qquad X = 0.025$$

$$[H_2] = 0.025mol/l$$
$$[I_2] = 0.025mol/l$$

3.2.3 PRINCIPIO DE LE CHATELIER.

Este principio fue propuesto en 1888 por el químico y metalúrgico francés Henri Louis Le Chatelier (1850-1936) según el cual:

> "Cuando un sistema en equilibrio es perturbado por un cambio en las propiedades del sistema (presión, temperatura o concentración), la reacción que se efectué será la que contrarreste el efecto del cambio".

3.2.4 FACTORES QUE AFECTAN EL EQUILIBRIO QUÍMICO.

Efecto de la concentración.

Si la concentración de un reactivo o un producto aumenta, la reacción que se efectúa es la consuma parte de la sustancia agregada. Los cambios en la concentración no alteran el valor de la constante de equilibrio.

Ejemplo: En la reacción anterior:

$$I_{2(g)} + H_{2(g)} \quad \leftrightarrow 2HI_{(g)}$$

Si aumentamos la concentración de H_2 la reacción que se efectúa es la directa para que se consuma parte del hidrógeno. Si aumentamos la concentración de HI, entonces la reacción que se efectúa será la inversa.

Efecto de la presión.

Este factor afecta principalmente los sistemas gaseosos. Un aumento en la presión provoca que la reacción se desplace hacia donde haya menor volumen, es decir, hacia donde existan menos moles, por el contrario si la presión disminuye el equilibrio se desplaza hacia donde exista mayor número de moles. La variación de la presión no afecta la constante de equilibrio. Como ejemplo tenemos el siguiente sistema en equilibrio de:

$$N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \quad \rightarrow \quad 2NH_{3(g)}$$

Si aumentamos la presión la reacción que se efectúa es la directa porque del lado derecho solo hay 2 moles y del lado izquierdo hay 4 moles.

Efecto en la temperatura.

Un incremento en la temperatura de un sistema, provoca que se efectúe la reacción endotérmica, ya que esta absorbe calor. Por el contrario si disminuye la temperatura la reacción que se produce será la exotérmica.

Ejemplo: Considerando el ejemplo anterior tenemos:

$$N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \rightarrow 2NH_{3(g)} \qquad \Delta H = -92KJ$$

Si aumenta la temperatura el equilibrio se desplaza hacia la izquierda, debido a que esta reacción absorbe calor. Un cambio en la temperatura modifica el valor de la constante de equilibrio.

RESUMEN.

La cinética química estudia la velocidad de las reacciones y los mecanismos mediante los cuales se lleva a cabo la reacción.

Se define la velocidad de reacción como el número de moles de una sustancia producida o consumida por unidad de tiempo

Se ha determinado experimentalmente que la velocidad de una reacción depende principalmente de cuatro factores: naturaleza de los reactivos, concentración de los reactivos, la temperatura y la presencia de catalizadores.

La velocidad de una reacción química se explica por la Teoría de las Colisiones: en una reacción química las partículas (moléculas, átomos o iones) colisionan entre sí, produciéndose la reacción cuando los choques son efectivos

Las reacciones químicas se pueden clasificar en irreversibles y reversibles de acuerdo a la dirección con la que se efectúen. Irreversibles si son completas, es decir, por lo menos uno de los reactivos se consume totalmente y la reacción se detiene; y reversibles cuando los productos reaccionan para formar los reactivos.

La relación entre la velocidad de una reacción y la concentración de los reactivos queda establecida por la Ley de Acción de Masas:

$Vr = k\,[A]^a\,[B]^b$, donde (k) es la constante de velocidad de la reacción.

Conociendo el orden de la reacción se pueden predecir y analizar los diversos mecanismos de reacción posibles.

En una reacción reversible cuando las velocidades en ambos sentidos de la reacción son iguales se establece un equilibrio dinámico, llamado equilibrio químico.

Un sistema en equilibrio se describe mediante la expresión de la constante de equilibrio cuyo valor es característico de cada reacción y es útil para conocer hacia que dirección se desplaza la reacción, es decir, si se favorece la formación de productos o de reactivos.

El equilibrio químico en una reacción se puede alterar por factores como la concentración, la temperatura y la presión. Cuando esto sucede la reacción que se efectúe será la que tienda a contrarrestar dicho efecto (Principio de Le Chatelier).

ACTIVIDADES DE APRENDIZAJE.

- Elabora un mapa conceptual del objeto de estudio de la cinética química.
- Menciona algunos ejemplos de reacciones químicas que se puedan clasificar como lentas y rápidas.

- Elabora un cuadro sinóptico en el que se resuman las características de los factores que modifican la velocidad de una reacción.

- Realiza prácticas de laboratorio donde puedas observar la velocidad de reacción.

- Investiga el nombre de 5 catalizadores e indica en que tipo de reacción actúan y el efecto que provocan sobre la velocidad de reacción.

- Por medio de un mapa conceptual explica el efecto de la temperatura, la concentración, los catalizadores y la presión sobre el equilibrio químico.

- En un ensayo explica porque es importante la función de los catalizadores en los procesos bioquímicos.

EVALUACIÓN.

Instrucciones. Lee detenidamente cada planteamiento y contesta correctamente lo que ahí se te pide.

1. Escribe las expresiones para la constante de equilibrio para las siguientes reacciones:

a) $SO_2 + NO_2 \leftrightarrow SO_3 + NO$

b) $Ag(NH_3)_2 \leftrightarrow Ag^+ + 2NH_3$

c) $PCl + Cl_2 \leftrightarrow PCl_5$

d) $4HCl + O_2 \leftrightarrow 2Cl_2 + 2H_2O$

e) $2HBr + H_2SO_4 \quad \leftrightarrow \quad Br_2 + SO_2 + 2H_2O$

f) $2HI \quad \leftrightarrow \quad H_2 + I_2$

g) $Cl_2 + \quad H_2 \quad \rightarrow \quad 2HCl$

h) $CaCO_3 \quad \leftrightarrow \quad CaO + \quad CO_2$

i) $PCl_5 \quad \leftrightarrow \quad PCl_3 + \quad Cl_2$

2. Calcular el valor de la constante de equilibrio si la reacción se lleva acabo en un recipiente de 5 litros y en el equilibrio se tienen las siguientes concentraciones.

$$PCl_5 \quad \leftrightarrow \quad PCl_3 + \quad Cl_2$$

0.5 mol 0.3mol 0.2mol

3. En el siguiente sistema en equilibrio calcule el valor de la constante de equilibrio si las concentraciones al equilibrio son:

$$2ZnS \quad + \quad 3O_2 \quad \leftrightarrow \quad 2ZnO \quad + \quad 2SO_2$$

0.3m/l 0.15m/l 0.2mol/l 0.4mol/l

4. Calcule la concentración de NO_2 en el siguiente sistema sí la constante de equilibrio es igual a 1.87 y la concentración de SO_2 es de 0.5mol/l, la del SO_3 es de 0.7mol/l y la del NO es de 0.8mol/l

$$SO_2 + \quad NO_2 \quad \leftrightarrow \quad SO_3 \quad + \quad NO$$

5. En un experimento a 25ºC las concentraciones al equilibrio fueron las siguientes, calcule el valor de la constante de equilibrio.

$$N_2O_4 \quad \leftrightarrow \quad 2NO_2$$

$1.5X10^{-3}$m/l 0.571m/l

6. Calcule la concentración de fosgéno $COCl_2$ si la constante de equilibrio es igual a 13.3m/l, la del CO es de 0.9mol y la del Cl_2 es de 0.6mol y el proceso se efectúa en un recipiente de 3 litros.

$$CO \quad + \quad Cl_2 \quad \leftrightarrow \quad COCl_2$$

7. Para el siguiente sistema en equilibrio, indique hacia donde se desplaza el equilibrio, cuando éste es afectado por los siguientes cambios:

$$2SO_2 \quad + \quad O_2 \quad \leftrightarrow \quad 2SO_3 \quad + \quad 120kcal$$

a) Si aumenta la concentración de SO_2

b) Si aumenta la presión

c) Si disminuye la temperatura.

d) Si disminuye la concentración de SO_3

e) Si disminuye la concentración de O_2

f) Si aumenta la temperatura.

8. Una mezcla con concentraciones iguales de metano y vapor de agua, pasa sobre un catalizador de níquel a 1000 Kelvin. El gas obtenido tiene una concentración de 0.1027m/l de CO, 0.3080m/l de H_2 y la concentración del metano y el agua es de 0.8973m/l. Suponiendo que esta mezcla esta en equilibrio, calcular el valor de Kc.

$$CH_4 \quad + \quad H_2O \quad \leftrightarrow \quad CO \quad + \quad 3H_2$$

9. Señala en la siguiente ecuación química los elementos que la conforman: reactantes, productos, coeficientes y carácter irreversible o reversible de la reacción:

$$aA + bB \quad \xrightarrow{V_1} \quad cC + dD$$

10. Determina el orden de la siguiente reacción con respecto a cada reactivo y a la reacción total.

$$4HCl + O_2 \quad \xrightarrow{Vr} \quad 2Cl_2 + 2H_2O$$

11. Calcular la constante de equilibrio para la reacción donde se ponen a reaccionar 0.8 mol/litro de bromo y 0.8 mol/litro de hidrógeno obteniéndose 2.16 mol/litro de ácido bromhídrico.

$$H_2 + Br_2 \quad \leftrightarrow \quad 2HBr$$

UNIDAD 4

ÁCIDOS Y BASES

OBJETIVOS DE APRENDIZAJE

- Analizar los diferentes conceptos de ácidos y bases.
- Establecer los factores que determinan la fuerza de los ácidos y las bases.
- Calcular el pH y el pOH de disoluciones.
- Caracterizar las disoluciones reguladoras, su funcionamiento e importancia en los procesos vitales.



Fig. 4.1 Ejemplos de sustancias ácidas y básicas.

Los ácidos y las bases son un importante grupo de sustancias que se encuentran a nuestro alrededor y en nuestro propio organismo. Por ejemplo, encontramos una gran variedad de productos útiles para el ser humano, tal es el caso de los limpiadores domésticos, los fertilizantes, muchos de los alimentos que consumimos y los medicamentos, entre otros. Ahora bien, ¿alguna vez has sentido dolor en los músculos al realizar algún ejercicio?, si la respuesta es sí, la causa de este dolor es la producción del ácido láctico que es uno de los productos de una serie de reacciones químicas en un proceso biológico llamado respiración. Como puedes observar el conocimiento de las sustancias ácidas y básicas es de gran valor para la vida del hombre. En la tabla 4.1 se presentan algunas sustancias comunes y su ácido o base que las forman.

En la presente unidad, se analizan las propiedades de los ácidos, las bases y la razón por la cual se clasifican en fuertes y débiles; también examinaremos a estas sustancias aplicando los principios del equilibrio químico y realizaremos cálculos para determinar su concentración en términos del pH y pOH de la disolución.

Tabla 4.1 Ácidos y bases contenidos en sustancias comunes. .

SUSTANCIA	ÁCIDO/BASE
Agua carbonatada	Ácido carbónico
Solución para el lavado de los ojos	Ácido bórico
Leche agria	Ácido láctico
Frutas cítricas	Ácido cítrico.
Vinagre	Ácido acético
Solución de la batería de los automóviles	Ácido sulfúrico
Fertilizantes	Ác. Sulfúrico y Fosfórico
Limpiador para el drenaje y hornos	Hidróxido de sodio
Limpiador de ventanas	Amoníaco
Yeso	Hidróxido de calcio
Pepto-bismol (medicamento antiácido)	Hidróxido de magnesio

4.1 CLASIFICACIÓN DE LOS SISTEMAS ÁCIDO-BASE.

Los ácidos y las bases o álcalis son sustancias que se conocen hace ya muchos siglos. El origen del nombre de estas sustancias se debe a sus propiedades. La palabra ácido proviene del latín **ácidus** que significa **agrio** y la palabra álcali, deriva del árabe **al-qaliy** que quiere decir "cenizas de plantas".

Es a principios del siglo XVII, que Robert Boyle, al estudiar los ácidos y las bases, encuentra que estas sustancias poseen ciertas propiedades características. Por ejemplo, los ácidos presentan un sabor agrio, en tanto que las bases tienen un sabor amargo; los ácidos y las bases cambian la coloración de algunas sustancias denominadas indicadores, como la fenolftaleína y el anaranjado de metilo.

Se descubrió que los ácidos y las bases reaccionan entre sí perdiendo sus propiedades. En la tabla 4.2 se describen las propiedades de los ácidos y las bases.

Tabla 4.2 Propiedades características de las sustancias ácidas y básicas.

ÁCIDOS	BASES
Sus disoluciones tienen sabor agrio.	Sus disoluciones tienen sabor amargo.
Producen efervescencia en contacto con ciertos metales.	Consistencia jabonosa o resbalosa al tacto cuando se disuelven en agua.
Sus disoluciones en presencia de fenolftaleína son incoloras.	Sus disoluciones en presencia de fenolftaleína son rojas.
Cambian a color rojo el papel tornasol azul.	Cambian a color azul el papel tornasol rojo.
Sus disoluciones acuosas conducen la corriente eléctrica en función de su disociación.	Sus disoluciones acuosas conducen la corriente eléctrica en función de su disociación.
Reaccionan con las bases (reacción de neutralización) formando sal y agua.	Reaccionan con los ácidos (reacción de neutralización) formando sal y agua.

Por mucho tiempo, los químicos se preguntaron ¿a qué se debía la acidez o la basicidad de cierto grupo de sustancias? Las respuestas fueron muy variadas, entre ellas destacan: la de Antoine L. Lavoisier, que señalaba que el carácter ácido se debía a la presencia de átomos de oxígeno en la molécula y la de Humphry Davy, químico inglés, que propuso que en lugar del oxígeno el responsable de la acidez de las sustancias era el hidrógeno. Esta última respuesta, de alguna manera fue correcta, como veremos a continuación con los estudios de Svante Arrhenius, Bronsted y Lowry y Gilbert N. Lewis.

4.1.1 TEORÍA DE ARRHENIUS.

Se han propuesto varias teorías para definir un ácido y una base. Una de las primeras y más importantes es la Svante Arrhenius quien en 1884 postuló que los **ácidos** y las **bases** son sustancias que en disolución acuosa producen iones hidrógeno (H^+) e hidroxilo (OH^-), respectivamente.

Ácido. Sustancia que en disolución acuosa produce iones (H^+).
Base. Sustancia que en disolución acuosa produce iones (OH^-).

Para los ácidos, la fórmula general es:

$$HA_{(ac)} \rightarrow H^+{}_{(ac)} + A^-{}_{(ac)}$$

Ejemplos.

Ácido clorhídrico $HCl_{(ac)} \rightarrow H^+{}_{(ac)} + Cl^-{}_{(ac)}$

Ácido nítrico $HNO_{3(ac)} \rightarrow H^+{}_{(ac)} + NO_3{}^-{}_{(ac)}$

Ácido sulfúrico $H_2SO_{4(ac)} \rightarrow H^+{}_{(ac)} + SO_4{}^{-2}{}_{(ac)}$

Para las bases su ecuación general es:

$$MOH_{(ac)} \rightarrow M^+{}_{(ac)} + OH^-{}_{(ac)}$$

donde M representa el metal que está formando al hidróxido.

Ejemplos:

Hidróxido de sodio $NaOH_{(ac)} \rightarrow Na^+{}_{(ac)} + OH^-{}_{(ac)}$

Hidróxido de calcio $Ca(OH)_{2(ac)} \rightarrow Ca^{2+}{}_{(ac)} + OH^-{}_{(ac)}$

Hidróxido de amonio $NH_4OH_{(ac)} \rightarrow NH_4{}^+{}_{(ac)} + OH^-{}_{(ac)}$

Dependiendo del grado de ionización de un ácido o una base, estos se clasifican en **fuertes o débiles**, tal como se verá más adelante.

4.1.2 TEORIA DE BRÖNSTED-LOWRY

Posteriormente, se descubrió que disolventes diferentes al agua generaban disoluciones iónicas. Es por esto, que en 1923, los científicos Johannes N. Brönsted y Thomas Martin Lowry sugirieron otra forma de definir a los ácidos y las bases:

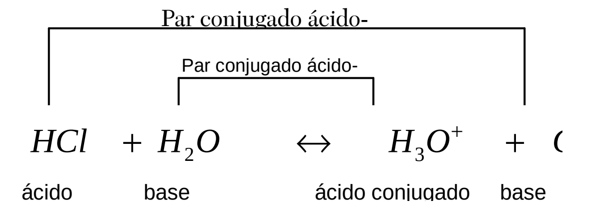
Ácido. Sustancia capaz de donar protones (H^+)
Base. Sustancia capaz de aceptar protones (H^+)

De acuerdo a esta teoría los iones y las moléculas sin carga pueden ser ácidos o bases, aclarando que cualquier ácido o base de Arrhenius también será un ácido o base de Brönsted y Lowry.

$$HCl + H_2O \rightarrow H_3O^+ + Cl^-$$

Por ejemplo, en la reacción el ácido clorhídrico (HCl) es la sustancia que dona un protón al H_2O y por lo tanto se considera la sustancia **ácida**; el H_2O acepta al protón formando el ión hidronio (H_3O^+), por lo tanto es la **base**.

De lo anterior surge un concepto nuevo en esta teoría, los ácidos y las bases conjugadas.



Si observas, el ión cloruro (Cl^-) que se forma puede a su vez ser capaz de aceptar un protón, por lo cual se le considera la **base conjugada** del ácido clorhídrico; lo mismo sucede con el ión H_3O^+, quien puede donar con facilidad un protón y por lo mismo es el **ácido conjugado** de la base (H_2O).

A la relación entre el ácido y su base conjugada, o viceversa se le llama **pares conjugados ácido-base.**

Otro concepto derivado de esta teoría es el de **anfótero**, empleado para designar aquellas sustancias que pueden actuar como base o ácido dependiendo de la naturaleza de la sustancia con la que se combine. El ejemplo más representativo es el agua.

$$NH_3 + H_2O \rightarrow NH_4^+ + OH^-$$

base ácidos ácido conjugado base conjugada

En la reacción del H_2O con el HCl, el agua actúa como base al aceptar un protón del HCl; en cambio al combinarse con el amoniaco, actúa como ácido al donarle un protón.

4.1.3 TEORÍA DE LEWIS.

En el mismo año que Brönsted y Lowry propusieron su teoría, Gilbert N. Lewis, químico americano, estudiando el comportamiento de los pares de electrones que podían transferirse en una reacción ácido-base, propuso a su vez una teoría aun más general.

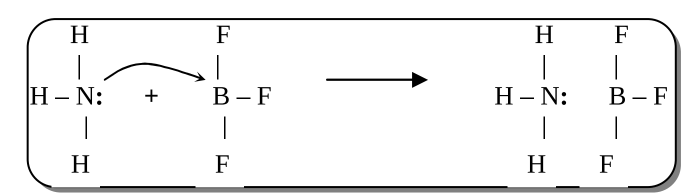
Ácido. Sustancia que puede aceptar un par de electrones.
Base. Sustancia que puede donar un par de electrones.

Por ejemplo:

$$NH_3 + BF_3 \rightarrow F_3 B$$

amoníaco trifloruro de boro trifloruro de amoniaco y boro

Esta reacción se lleva a cabo de la siguiente manera.



El NH_3 tiene un par de electrones no compartido y disponible para poder donar y por lo tanto, actúa como una base, mientras que el trifluoruro de boro lo acepta y actúa como ácido, formando entre ambos un enlace covalente coordinado dando origen al compuesto trifluoruro de amoníaco y boro.

La definición de Lewis, amplía el concepto de la relación ácido-base a reacciones que no implican transferencia de protones (H^+), por lo tanto considera como ácidos a todas aquellas sustancias que no necesariamente tienen hidrógeno en su estructura, pero que si aceptan pares de electrones, y como bases a aquellas que no necesariamente tengan que aceptar protones; pero que si pueden donar pares de electrones. Por lo cual, esta definición incluye a los ácidos y bases de Arrhenius y de Brönsted-Lowry.

En conclusión, una **base** es cualquier sustancia, con carga o sin carga, que posee cuando menos un par de electrones no compartido, y un **ácido** es cualquier sustancia, con carga o sin carga, que puede formar un enlace covalente aceptando un par de electrones no compartido. Desde esta perspectiva, también se le considera bases a todos los radicales negativos y ácidos a todos los radicales positivos.

En la tabla 4.3 se presentan algunos ejemplos de sustancias ácidas y básicas.

Tabla 4.3 Ácidos y bases de Lewis.

ÁCIDOS	BASES
H^+	OH^{-1}
NH_4^+	Cl^{-l}
Ni^{+3}	NO_3^{-1}
Na^+	CO_3^{-2}
Ca^{+2}	PO_4^{-3}
Al^{+3}	O^{-2}
NO_2^+	H_2O
BF_3	NH_3
SO_3	S^{-2}
$AlCl_3$	CN^-

4.2 FUERZA DE ÁCIDOS Y BASES.

4.2.1 ELECTRÒLITOS FUERTES Y DÉBILES.

Una vez conocidas las diferentes teorías para definir las sustancias ácidas y básicas, los químicos observaron que ciertas disoluciones ácidas podían ser ingeridas por el hombre, como por ejemplo, el vinagre o los jugos de las frutas cítricas, sin causar daño alguno; pero otras resultaban ser corrosivas y hasta peligrosas.

Las investigaciones condujeron a determinar que la fuerza de los ácidos y las bases, es decir, el grado con que estas sustancias producen iones en disolución acuosa, depende de la naturaleza química del ácido o la base. Así, los ácidos y las bases se clasifican en fuertes y débiles.

Ácido fuerte. Sustancia que se **ioniza** en una proporción mayor del 50%.

Ejemplos:
Ácido clorhídrico HCl
Ácido sulfúrico H_2SO_4
Ácido nítrico HNO_3

Ácido débil. Sustancia que se **ioniza** en una proporción menor del 50 %.

Ejemplos:
Ácido acético CH_3COOH
Ácido bórico H_3BO_3
Ácido carbónico H_2CO_3

Base fuerte. Sustancia que se **disocia** en una proporción mayor del 50 %

Ejemplos:
Hidróxido de sodio $NaOH$
Hidróxido de potasio KOH
Hidróxido de Estroncio $Sr(OH)_2$

Base débil. Sustancia que se **disocia** en una proporción mayor del 50 %.

Ejemplos:
Hidróxido de aluminio $Al(OH)_3$
Hidróxido de amonio NH_4OH
Hidróxido de magnesio $Mg(OH)_2$

Los términos ionización y disociación, en muchas ocasiones se emplean indistintamente para referirse a la formación de iones en disolución acuosa; sin embargo, esto es incorrecto. La diferencia entre la disociación y la ionización tiene relación con la naturaleza química de las sustancias.

Disociación. Es el proceso que ocurre cuando los compuestos iónicos en disolución acuosa se separan en sus iones.

Como se describió en tu primer curso de química, un compuesto iónico esta formado por iones positivos (**cationes**) y negativos (**aniones**). Cuando este compuesto se disuelve en agua sus iones simplemente se separan e hidratan por las moléculas del agua. Veamos el proceso de disociación del hidróxido de sodio.

$$NaOH_{(s)} \xrightarrow{en\ H_2O_{(l)}} Na^{+}{}_{(ac)} + OH^{-}{}_{(ac)}$$

Ionización. Es el proceso que ocurre cuando los compuestos covalentes polares forman iones en disolución acuosa.

Durante el proceso de ionización se rompe un enlace covalente y se producen un catión y un anión. Por ejemplo, el ácido clorhídrico (HCl) es un compuesto que presenta un enlace covalente, su ionización se representa mediante la siguiente ecuación química.

$$H - Cl_{(g)} + H_2O_{(l)} \rightarrow H_3O^+{}_{(ac)} + Cl^-{}_{(ac)}$$

4.2.2 CONSTANTE DE IONIZACIÓN (KI).

En el proceso de disociación y de ionización de ácidos o bases se establece un equilibrio dinámico entre las moléculas que se disocian y sus iones resultantes. Por tanto, los principios de equilibrio químico son válidos y particularmente aplicables a sistemas de ácidos y bases débiles.

Al equilibrio establecido en la disociación y en la ionización de cualquier sustancia, se le llama **equilibrio iónico** y su constante se conoce como **constante de ionización (k_i).**

La constante de ionización esta definida por la ecuación de la constante de equilibrio químico en función de las concentraciones molares de los iones correspondientes.

La constante de ionización es igual al producto de las concentraciones iónicas dividido por la concentración de la sustancia sin disociar.

Ejemplo:

$$HB_{(ac)} \leftrightarrow H^+_{(ac)} + B^-_{(ac)}$$

$$Ki = \frac{[H^+][B^-]}{[HB]}$$

La constante de ionización señala el grado de ionización de una sustancia, entre más grande sea el valor de esta constante, mayor será la fuerza del ácido o la base. Todas las concentraciones se expresan en moles por litro (moles/litro), pero estas unidades normalmente no se escriben en el resultado final de la constante de ionización.

Para los ácidos, la expresión matemática de su constante de ionización (K_a) es la siguiente, veamos el caso del ácido acético (ácido débil). Primero se escribe la ecuación iónica correspondiente.

$$CH_3COOH + H_2O \leftrightarrow H_3O^+ + CH_3COO^-$$

Ahora su expresión matemática.

$$K_a = \frac{[H_3O^+][CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]}$$

Observa que la concentración del agua no se escribe en la expresión matemática, esto se debe a que la concentración se mantiene prácticamente constante.

Para las bases, la expresión matemática de su constante de ionización (K_b) es la siguiente, veamos el caso del amoniaco (base débil).

Primero se escribe la ecuación iónica correspondiente.

$$NH_3 + H_2O \leftrightarrow NH_4^+ + OH^-$$

ahora su expresión matemática.

$$K_b = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_3]}$$

Es importante señalar que la constante de ionización varía sensiblemente con la temperatura, en cualquier problema se entenderá que la temperatura a la cual se calcula la constante es de 25 °C y que el disolvente es el agua, a menos que el problema indique otros datos. En la tabla 4.4 se presenta una lista de ácidos, bases y el valor de la constante de ionización para cada uno de ellos.

Tabla 4.4 Fuerzas relativas de ácidos y bases en agua a 1 atm. y 25 °C.

ÁCIDOS	FÓRMULA	K_a
Ácido fosfórico	H_3PO_4	7.5×10^{-3}
Ácido fluorhídrico	HF	6.7×10^{-4}
Ácido nitroso	HNO_2	4.6×10^{-4}
Ácido fórmico	HCOOH	1.8×10^{-4}
Ácido acético	CH_3COOH	1.8×10^{-5}
Ácido sulfhídrico	H_2S	9.5×10^{-8}
BASES	**FÓRMULA**	**K_b**
Amoníaco	NH_3	1.8×10^{-5}
Etilamina	$C_2H_5NH_2$	4.3×10^{-4}
Metilamina	CH_3NH_2	4.4×10^{-4}
Piridina	C_5H_5N	1.7×10^{-9}

Realicemos ahora algunos cálculos relacionados con la constante de ionización (K_i).

Dado el siguiente sistema en equilibrio

$$HCl + H_2O \leftrightarrow H_3O^+ + Cl^-$$

Determinar la expresión matemática de su K_i y el valor correspondiente si las concentraciones son:

$$[HCl] = 0.15\ mol/litro$$
$$[H_3O^+] = 3.85\ x10^{-4}\ mol/litro$$
$$[Cl^-] = 3.8\ x10^{-4}\ mol/litro$$

La expresión matemática para esta reacción es

$$K_a = \frac{[H_3O^+][Cl^-]}{[HCl]}$$

Para determinar el valor de la constante de ionización, sustituimos en la fórmula anterior los valores de las concentraciones de las especies participantes en la reacción.

$$K_a = \frac{[3.85 \; x \; 10^{-4} \; mol/litro][3.8 \; x \; 10^{-4} \; mol/litro]}{[0.15 \; mol/litro]}$$

$$K_a = 9.75 \; x \; 10^{-7}$$

Ácidos polipróticos.

Los ácidos polipróticos son aquellos que contienen más de un protón en su molécula.

La mayoría de estos ácidos son débiles, con valores de constante de ionización pequeños; el ácido sulfúrico (H_2SO_4) es una excepción.

La disociación de un ácido poliprótico se puede efectuar por pasos perdiendo cada vez uno de sus hidrógenos. Esto significa que habrá una constante de ionización por cada paso. La constante de ionización total (K_t) es el producto de las K_i de cada paso. Veamos el siguiente ejemplo:

Calcular la constante de ionización total (K_t) del ácido fosfórico, cuyas constantes de ionización son:

$$K_1 = 1.1 \; x \; 10^{-2} \qquad K_2 = 7.5 \; x \; 10^{-8} \qquad K_3 = 1 \; x \; 10^{-12}$$

Respuesta.

El ácido fosfórico es un ácido triprótico, por lo que tenemos las siguientes ecuaciones de equilibrio con su respectiva constante de ionización.

$$H_3PO_4 \leftrightarrow H^+ + H_2PO_4^- \qquad \left\{ \quad K_1 = \frac{[H^+][H_2PO_4^-]}{[H_3PO_4]} = 1.1 \; x \; 10^{-2} \right.$$

$$H_2PO_4^- \leftrightarrow H^+ + HPO_4^= \qquad K_2 = \frac{[H^+][HPO_4^=]}{[H_2PO_4^-]} = 7.5\,x\,10^{-8}$$

$$HPO_4^= \leftrightarrow H^+ + PO_4^{3-} \qquad K_3 = \frac{[H^+][PO_4^{3-}]}{[HPO_4^=]} = 1\,x\,10^{-12}$$

Por lo tanto la reacción de ionización total es

$$H_3PO_4 \leftrightarrow 3H^+ + PO_4^{3-}$$

Se calcula ahora la K_t

$$K_t = \frac{[H^+]^3[PO_4^{3-}]}{[H_3PO_4]} = K_1\ x\ K_2\ x\ K_3$$

$$K_t = (1.1\,x\,10^{-2})(7.5\,x\,10^{-8})(1\,x\,10^{-12}) = 8.3\,x\,10^{-22}$$

4.2.3 ELECTRÓLITOS Y NO ELECTRÓLITOS.

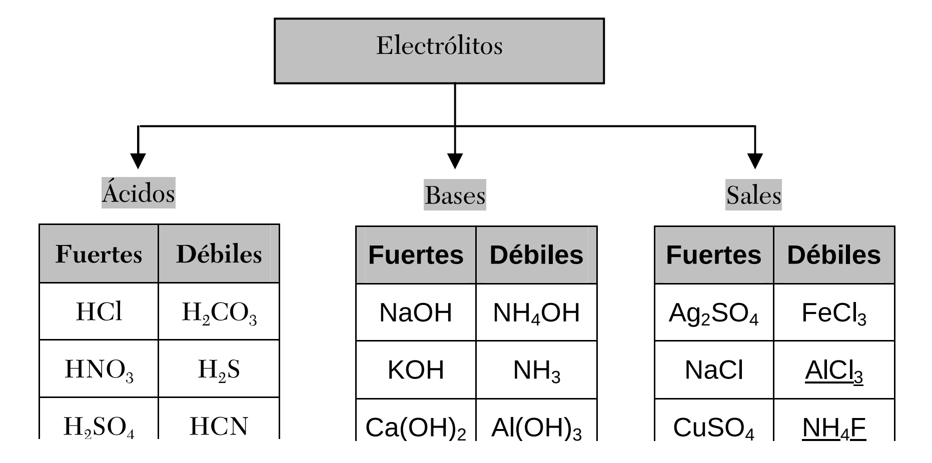
Michael Faraday, científico inglés, descubrió que ciertas sustancias en disolución acuosa conducían la corriente eléctrica, en tanto que el agua pura y disoluciones de otras sustancias no la conducían. Como ejemplo de sustancias que presentan la capacidad de conducir la electricidad se tienen las disoluciones de ácidos, bases y sales, a estas sustancias las llamó **electrólitos**.

Se definen los **electrólitos** como sustancias que producen iones en solución acuosa y sus disoluciones conducen la corriente eléctrica.

A las sustancias como la sacarosa y el etanol que no conducen la corriente eléctrica, las llamó **no electrólitos.**

Se definen los **no electrólitos** como sustancias que no producen iones en solución acuosa por lo que sus disoluciones no conducen la corriente eléctrica.

Los electrólitos se dividen en fuertes y débiles según su grado de disociación o ionización, veamos algunos ejemplos:



Ácidos Fuertes	Ácidos Débiles
HCl	H_2CO_3
HNO_3	H_2S
H_2SO_4	HCN

Bases Fuertes	Bases Débiles
NaOH	NH_4OH
KOH	NH_3
$Ca(OH)_2$	$Al(OH)_3$

Sales Fuertes	Sales Débiles
Ag_2SO_4	$FeCl_3$
NaCl	$AlCl_3$
$CuSO_4$	NH_4F

4.2.4 CONSTANTE DE IONIZACIÓN DEL AGUA (K_W).

La disociación del agua, es un caso especial. Mediante aparatos muy sensibles se ha detectado que el agua pura en estado líquido tiene una baja conductancia de la electricidad, debido a la poca autoionización que sufren sus moléculas.

$$2H_2O \leftrightarrow H_3O^+ + OH^-$$

La constante del producto iónico del agua, representada por K_w se muestra a continuación.

$$K_w = \frac{[H_3O^+][OH^=]}{[H_2O]^2}$$

Se ha determinado experimentalmente que la concentración de los iones hidrónio (H_3O^+) y oxidrilo (OH^-) en el agua pura son iguales. El valor de ambas concentraciones es de 1×10^{-7} y de la concentración del agua sin disociar es aproximadamente 1×10^{-14}, a 25 °C.

$$[H_3O^+][OH^-] = K_w \ x \ [H_2O] = 1 \ x \ 10^{-14}$$

de acuerdo con esto, tenemos:

$$[H_3O^+] = 1 \ x \ 10^{-7} \ M$$

$$[OH^-] = 1 \ x \ 10^{-7} \ M$$

Los valores de las concentraciones son constantes e indican que el agua pura es una sustancia neutra. Muchas de las disoluciones de ácidos y bases son acuosas, por lo que se modifica la concentración de iones hidrónio y oxidrilo del agua.

En las disoluciones acuosas ácidas la concentración de iones hidrónio es mayor que la de los iones oxidrilo. En las soluciones básicas sucede lo inverso; pero independientemente del valor que tengan ambas concentraciones se conserva el valor de la constante del agua pura, es decir, 1 x 10^{-14}.

4.3 pH DE DISOLUCIONES.

A partir de la constante de ionización del agua, podemos determinar el grado de acidez o alcalinidad de una solución; sin embargo, para no emplear valores con notación científica, en 1909 el químico danes S.P.L. Sorensen propuso emplear solamente el número del exponente, estos se expresan por una escala logarítmica de pH.

La concentración de $\left[H_3O^+\right]$ del agua pura a 25ºC es de 1×10^{-7} mol/litro, por ello se vuelve solo 7.

4.3.1 CONCEPTO DE pH y pOH

El pH de una solución se define como el logaritmo decimal del inverso de la concentración de iones hidrógeno en mol/litro. Es decir el pH es el logaritmo decimal negativo de la concentración de iones H^+. El pH del agua pura a 25ºC es de 7.

$$pH = \log \frac{1}{\left[H^+\right]} = -\log \left[H^+\right]$$

$$pH = -\log\left[H^+\right]$$

El pOH es igual al logaritmo negativo de la concentración de iones hidroxilos $\left[OH^-\right]$.

$$pOH = \log \frac{1}{\left[OH^-\right]} = -\log \left[OH^-\right]$$

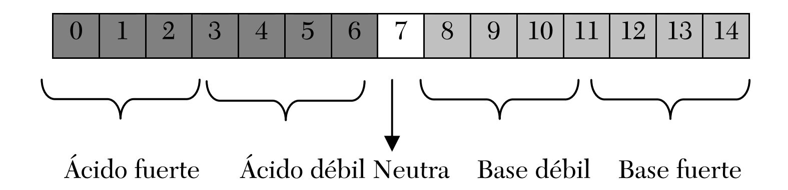
$$pOH = -\log\left[OH^-\right]$$

$$pH + pOH = 14$$

4.3.2 ESCALA Y CÁLCULO DE pH.

La concentración del H_30^+ determina la fuerza de un ácido, a mayor concentración, mayor fuerza del ácido. De igual forma la concentración de OH^- determina la fuerza de la base.

A partir de la constante de ionización del agua 1×10^{-14}, a 25 °C. se determinó la escala de pH siguiente:



Ácido fuerte   Ácido débil Neutra   Base débil   Base fuerte

Observa que sólo el cambio de una unidad de pH, equivale al incremento o disminución de diez veces la concentración de iones H^+.

Tabla 4.5 pH de soluciones comunes.

SUSTANCIA	pH	SUSTANCIA	pH
Jugos gástricos	1.0	Agua destilada	7.0
Jugo de limón	2.3	Sangre	7.4
Vino	3.5	Levadura	8.4
Jugo de tomate	4.1	Disolución de bórax	9.2
Café	5.0	Pasta dental	9.9
Orina	6.0	Leche de magnesia	10.5
Agua de lluvia	6.5	Amoniaco de uso doméstico	11.9
Leche	6.6	Hidróxido de sodio	14.0

Como lo mencionamos anteriormente para calcular el valor del pH se requiere determinar el logaritmo de la concentración de H^+. El logaritmo decimal de un número es, simplemente, la potencia a la que esté elevado. Así el log de 1000 es 3, el de 100 es 2.

$$pH = -\log[H^+]$$

Ejemplos:

a) Determina el pH de una solución cuya concentración de H^+ es igual a $2x10^{-9}$, e indica si es un ácido o base.

$$pH = -\log[H^+]$$
$$pH = -\log[2\times10^{-9}]$$
$$pH = -[-8.69]$$
$$pH = 8.69 \text{ es una base débil.}$$

Podemos calcular el pH a partir de la concentración de una solución.

b) Calcular el pH de una solución 0.1 M de NaOH. El NaOH es una base, por ello el pH deberá ser mayor a 7. La concentración 0.1 M es igual a $1x10^{-1}$, empleando la k_a del agua calculamos la concentración del ión hidrónio.

$$1\times10^{-14} = [H_3O^+][1\times10^{-1}]$$
$$[H_3O^+] = 1\times10^{14} / 1\times10^{-1} = 1\times10^{-13}$$
$$pH = -\log[H_3O^+] = -\log[1\times10^{-13}]$$
$$pH = -[-13] = 13 \textit{ es una base fuerte.}$$

4.3.3 INDICADORES DE pH.

Otro método para determinar el pH es por medio de indicadores químicos.

Indicadores. Son moléculas complejas, generalmente orgánicas, las cuales se comportan como ácidos o bases débiles y tienen la propiedad de cambiar de color de acuerdo al pH. Esto se debe a que en forma iónica presentan un color y en forma molecular tienen color diferente.

e pH.

Los indicadores tienen determinados rangos de pH, la tabla 4.6 relaciona los más comunes.

Tabla 4.6 Indicadores de pH

INDICADOR	INTERVALO DE PH	CAMBIO DE COLOR
Violeta de metilo	0.2-2.0	Amarillo a violeta
Anaranjado de metilo	3.0-4.4	Rojo a amarillo
Rojo de metilo	4.4-6.2	Rojo a amarillo
Azul de bromotimol	6.0-7.6	Amarillo a zul
Rojo fenol	6.4-8.2	Amarillo a rojo
Fenoftaleína	8.2-10	Incoloro a rojo
Carmín de indiga	12-14	Azul a amarillo

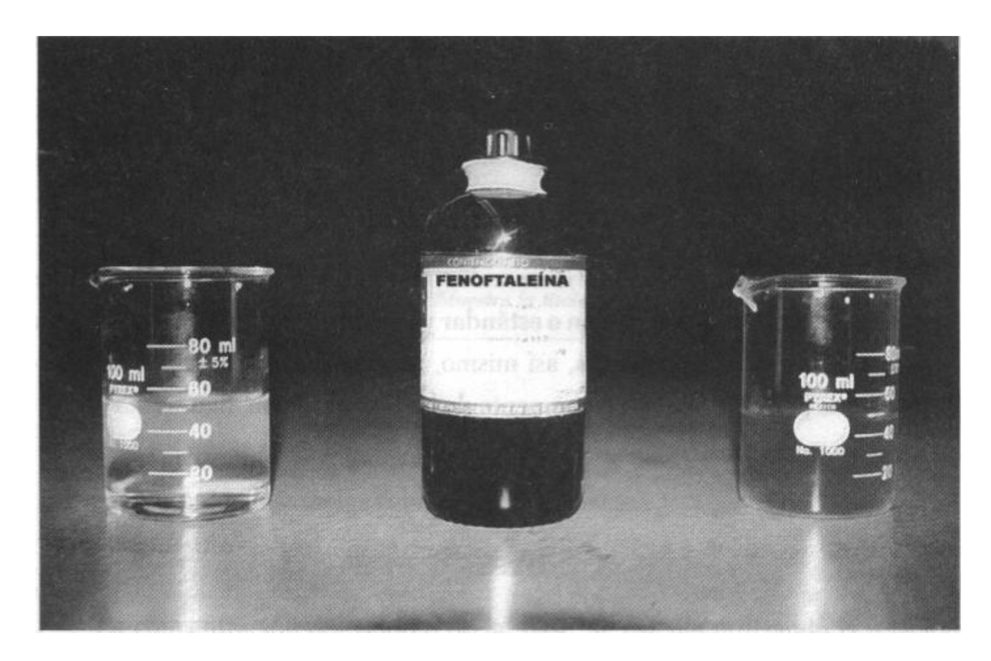


Fig. 4.2 La fenoftaleína en ácido clorhídrico (a) es incolora y en solución de hidróxido de sodio (b) adquiere color rojo.

Otros indicadores solo son cualitativos, es decir, sólo determinan si es un ácido o una base. Como el papel tornasol azul o rojo.

4.4 REACCIONES DE NEUTRALIZACIÓN.

La neutralización es el fenómeno que se presenta al reaccionar un ácido con una base en solución acuosa. Los iones hidrónio del ácido y los iones oxidrilo de la base, se combinan para formar agua y una sal.

Ejemplo:

$$HCl + NaOH \leftrightarrow NaCl + H_2O$$
$$H_2SO_4 + KOH \leftrightarrow K_2SO_4 + H_2O$$

4.4.1 TITULACIÓN

Es el proceso de valoración por medio del cual se determina el volumen o la concentración de una solución desconocida a través de una reacción de neutralización.

Esta operación de laboratorio se realiza con una solución de concentración conocida llamada **solución patrón o estándar** y una de concentración desconocida denominada **solución problema;** así mismo, se requiere de una **solución indicadora** que permita detectar el momento de la neutralización. Figuras 4.3 y 4.4.

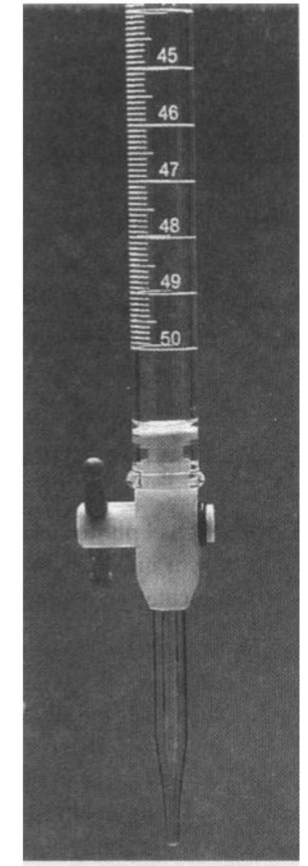


Fig. 4.3 La bureta se emplea para realizar la titulación

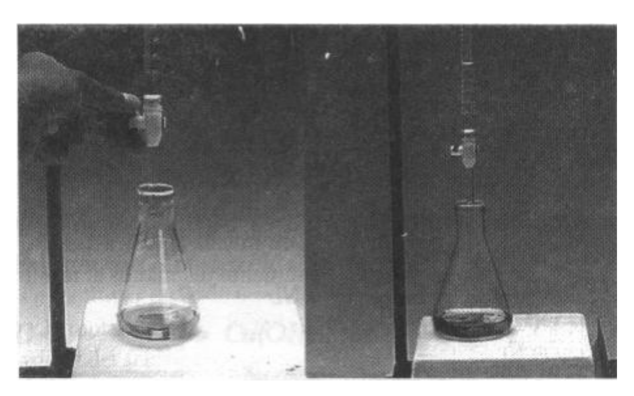


Fig 4.4 Muestra la titulación del ácido sulfúrico comn hidróxido de sodio.

En el análisis de soluciones ácidas o básicas, la titulación se realiza mediante la medición cuidadosa de los volúmenes de un ácido y una base que se neutraliza exactamente.

La concentración del ácido o de la base, se calcula utilizando la relación general que establece que el producto del volumen por la normalidad es igual para todas las soluciones que reaccionan completamente.

$$V_{ácido} \times N_{ácido} = V_{base} \times N_{base}$$

Donde Va = volumen del ácido.
Na = concentración del ácido.
Vb = volumen de la base.
Nb = concentración de la base.

Ejemplo:

Si tenemos 25 ml de KOH, la cual se neutraliza con 12.5 ml de HCl 0.5N ¿ Cuál será la concentración de la base?

$$V_{ácido} \times N_{ácido} = V_{base} \times N_{base}$$

Va = 12.5 ml
Na = 0.5N
Vb = 25 ml
Nb = X

$$\frac{Va \times Na}{Vb} = Nb$$

$$\frac{12.5ml \times 0.5N}{25ml} = 0.25\ N$$

4.4.2 SOLUCIONES AMORTIGUADORAS, TAMPÓN, BUFFER O REGULADORAS.

Son soluciones que tienen la capacidad de consumir iones H^+ y OH^- en grandes cantidades con un cambio muy pequeño en el pH, el cual no se aprecia. Es decir mantienen el pH casi constante.

Las soluciones amortiguadoras son una mezcla de una base débil y un ácido débil, que se puede producir al combinarse un ácido débil con una de sus sales (tampón ácido) o bien se puede formar al mezclar una base débil con una de sus sales (tampón básico).

Ejemplos: Ácido acético-Acetato de sodio
Ácido bórico- Borato de sodio.

4.4.3 HIDRÓLISIS DE SALES.

Las sales que provienen de la reacción entre un ácido fuerte y una base débil o bien de un ácido débil y una base fuerte al disolverse en agua forman una disolución que no es neutra, puede ser ácida o básica. Esto se debe a la hidrólisis de la sal.

La hidrólisis de una sal que se obtiene al combinar un ácido débil y una base fuerte produce una solución básica.

Ejemplo: $Na_2CO_3 + H_2O \rightarrow 2NaOH + H_2CO_3$

Base fuerte   Ácido débil

Por el contrario, la hidrólisis de una masa que proviene de la reacción entre un ácido fuerte y una base débil genera una solución ácida.

Ejemplo: $CuSO_4 + 2H_2O \rightarrow Cu(OH)_2 + H_2SO_4$

Base débil   ácido fuerte

RESUMEN

En esta unidad analizamos las tres teorías ácido-base. Arrhenius define un ácido como una sustancia que libera iones H^+ y una base una sustancia que libera iones OH^- al estar disueltos en agua. Para Bronsted y Lowry un ácido dona protones y una base gana protones. Cuando un ácido pierde un protón se forma una base conjugada y cuando una base acepta un protón se forma el ácido conjugado. Los ácidos fuertes se ionizan totalmente en agua, los débiles se ionizan muy poco.

Lewis elabora una teoría más amplia para definir a los ácidos y las bases. Para Lewis un ácido es cualquier sustancia capaz de aceptar un par electrónico y una base es cualquier sustancia capaz de donar un par electrónico. Recuerda que estas tres teorías no son opuestas.

La ionización del agua produce igual concentración de iones H^* e $OH^{-,}$ el producto de estas concentraciones es igual a 1 X 10^{-14} (k_w). De este valor se deriva la escala de pH (concentración de iones H^+) la cual es de cero a catorce. Una solución con un pH menor a 7 es ácida, con un pH = a 7 es neutra y si es mayor a 7 hasta 14 se trata de una base. Si el pH varía una unidad la concentración de H^+ varía 10 veces.

El pH se puede calcular experimentalmente por medio de la siguiente fórmula $pH = -\log[H^+]$, o bien con sustancias indicadoras las cuales cambian de color en determinados rangos de pH.

Las soluciones amortiguadoras son una mezcla de una base débil y un ácido débil, que se puede producir al combinarse un ácido débil con una de sus sales (tampón ácido) o bien se puede formar al mezclar una base débil con una de sus sales (tampón básico). Estas mantienen constante el pH de las disoluciones.

Algunas sales al disolverse en agua producen disoluciones ácidas o básicas, a este proceso se le denomina hidrólisis de sales.

ACTIVIDADES DE APRENDIZAJE.

Elabora un cuadro de doble entrada en el que compares las teorías ácido-base.

Realiza una práctica de laboratorio en la cual determines cualitativa y cuantitativamente el pH de diferentes productos, empleando diversos indicadores.

En tu casa revisa los frascos de diversos productos (shampoo, limpiadores de estufa, limpiadores para pisos, etc.) e investiga su pH.

Investiga cual es el papel de la sangre como una sustancia reguladora.

Elabora un ensayo en el cual analices la importancia de los ácidos y las bases en tu vida.

En el laboratorio escolar enlista los ácidos y las bases existentes y clasifícalas en débiles o fuertes.

Investiga 3 ejemplos de sustancias amortiguadoras.

Explica porque es importante la función de las sustancias amortiguadoras.

EVALUACIÓN.

I. INSTRUCCIONES: relaciona las siguientes columnas y coloca en el paréntesis el número correspondiente.

( )	Es la separación de Iones existentes de una sustancia en solución acuosa.	10 22	INDICADORES DE UNO A SIETE
( )	Define a los ácidos como donadores de protones	15	TITULACION O VALORACIÓN
( )	Es el pH de las sustancias básicas	20 39	DISOCIACIÓN ACIDO
( )	Sustancias orgánicas que reaccionan con medio ácido o básico cambiando de color	25 68	AMORTIGUADORA S BASE CONJUGADA Y AGUA
( )	Son los productos de la neutralización	30	BASE
( )	Sustancia que contiene un átomo capaz de ceder un par de electrones	60	IONIZACION
( )	Proceso práctico por medio del cual se efectúa la neutralización	63 84	DE SIETE A CATORCE SAL MAS AGUA
( )	Sustancias que regulan el PH en soluciones básicas y ácidas	73 32	BRONSTED-LOWRY LEWIS

II. INSTRUCCIONES: Lee atentamente cada planteamiento y subraya la respuesta correcta.

1.- ¿Cuál de las siguientes sustancias es un ácido de Lewis?

Cu^+ OH^- CH_4 H_2 NH_3

2.- La concentración de iones hidrónio que equivale a 5 es.

3×10^{-4} 1×10^{-5} 3×10^{-3} 7×10^{-1} 4×10^{-2}

3.- De los siguientes valores de pH ¿Cuál corresponde a un ácido débil?

6 7 2 14 3

4.- Fenómeno que se presenta cuando un compuesto iónico se disuelve en agua.

Ionización neutralización Titulación disociación Hidrólisis

5.- Los productos de la hidrólisis de sales son.

Ácido y agua Sal y base Ácido y base Sal y agua Sal y ácido

6.- Nombre que reciben las sustancias que regulan el pH

ácidos buffer anfóteros sales Alótropos

7.- ¿Cuál de los siguientes ácidos es diprótico?

HCl HNO_3 H_2SO_4 HBr $HClO_3$

8.- Al reaccionar el carbonato de sodio con agua se realiza un proceso llamado.

neutralización oxidación electrólisis hidrólisis reducción

III. INSTRUCCIONES: Contesta correctamente cada planteamiento**.**

1.- Escribe 4 propiedades de los ácidos.

2.- ¿Cuál es la función de los indicadores?

3.- Escribe la fórmula de 3 bases fuertes y 3 débiles.

4.- En que consiste la titulación.

5.- Explica ¿cuál es la diferencia entre un ácido débil y uno fuerte?

6.- ¿Qué sucede en la neutralización?

7.- ¿Cuál es la diferencia entre ionización y disociación?.

8.- ¿Cómo se forman las sustancia amortiguadoras?.

9.- Menciona 3 indicadores de pH que cambien de color en medio básico.

10.- Representa la constante de ionización del agua.

11.- ¿Cómo se obtuvo la escala de pH?.

12.- Escribe 5 ejemplos de electrolitos.

IV. INSTRUCCIONES. Resuelve los siguientes problemas.

1.- ¿Cuál es el pH de una solución cuya concentración de iones hidronio es de 3.2×10^{-4}?

2.- Si se desean neutralizar 150 ml. de una disolución 0.02 M. de H_2SO_4 con una disolución de NaOH, 0.03 M, calcula el volumen de la disolución básica requerida para lograrlo.

3.- Calcula el pH de las siguientes soluciones.

a) $\left[H^{+}\right] = 3.3 \times 10^{-5}\, mol / litro$

b) $\left[H^{+}\right] = 7.2 \times 10^{-12}\, mol / litro$

c) $\left[OH^{-}\right] = 8.5 \times 10^{-7}\, mol / litro$

d) $\left[OH^{-}\right] = 6.3 \times 10^{-6}\, mol / litro$

4.- Encuentra las concentraciones molares de los iones H^{+} para las siguientes soluciones cuyos pH son.

a) pH = 9.2

b) pH = 4.65

c) pH = 5.8

d) PH = 12.5

UNIDAD 5

NOMENCLATURA DE COMPUESTOS ORGÁNICOS Y MACROMOLÉCULAS

OBJETIVOS DE APREDIZAJE

Objetivos de aprendizaje

Conocer las reglas de nomenclatura de la UIQPA para los hidrocarburos normales.

Identificar los grupos funcionales de los compuestos orgánicos.

Reconocer la estructura química de las macromoléculas.

5.1 ESTRUCTURA MOLECULAR DE LOS COMPUESTOS DEL CARBONO.

La mayoría de los productos que utilizamos en nuestra vida cotidiana como alimentos, medicamentos, detergentes, cosméticos, jabones, recipientes de plástico, nuestras ropas y muchos productos más, que pueden ser tan diferentes entre ellos, pero químicamente guardan una relación estrecha en lo que se refiere a los elementos que lo forman: todos son compuestos de carbono.

La **Química orgánica** es la encargada de estudiar los compuestos del carbono, con excepción de los carbonatos, bicarbonatos, cianuros y algunos otros compuestos sencillos.

Se cree que fue Torbern Bergmann el primero en clasificar a los compuestos en **orgánicos**, como aquellos que provenían de los organismos vivos y los **inorgánicos**, como aquellos que provenían de los minerales. Los químicos de esa época (siglo XVIII) creían que los compuestos orgánicos contenían una fuerza vital proporcionada por las células vivas, por lo que sólo se podían obtener a partir de seres vivos.

Sin embargo en 1828 Wöhler a partir de una sal de cianato de amonio obtiene urea (un compuesto de la orina), realiza la síntesis de un compuesto orgánico a partir de un inorgánico sin la intervención de un ser vivo, por lo que deja de ser valido el hecho de que sólo se podían obtener compuestos orgánicos a partir de seres vivos.

5.1.1 COMPARACIÓN GENERAL ENTRE LOS COMPUESTOS INORGÁNICOS Y ORGÁNICOS

Tabla 5.1. Principales diferencias entre compuestos orgánicos e inorgánicos

COMPUESTOS ORGÁNICOS	COMPUESTOS INORGÁNICOS
Los elementos que lo componen son C, H, O, N, P, S, As, Halógenos y algunos metales.	Se forman con casi todos los elementos que existen en la naturaleza.
El número de componentes que se conocen son aproximadamente de cinco millones.	Se conocen aproximadamente unos 300 000 compuestos.
No son solubles en agua, sino en éter, cloroformo, benceno, entre otros solventes orgánicos.	Por lo general son solubles en agua, pero insolubles en solventes orgánicos como éter, benceno, cloroformo, etc.
Sus enlaces generalmente son de tipo covalente no polar.	Sus enlaces son predominantemente de tipo iónico y covalente polar.
En solución, no conducen la corriente eléctrica.	En solución conducen la corriente eléctrica.
Generalmente forman largas cadenas (concatenación) y estructuras complejas, por lo que sus pesos moleculares son elevados.	Sus moléculas no presentan largas cadenas ni estructuras complejas, por lo que tienen pesos moleculares relativamente pequeños.
Sus puntos de fusión y ebullición son bajos.	Sus puntos de fusión y ebullición son elevados.
Arden con relativa facilidad formando CO_2 y H_2O como resultado de la combustión.	Presentan gran estabilidad térmica.
Su velocidad de reacción es lenta.	Sus reacciones son instantáneas.
Sus reacciones generalmente requieren catalizadores.	Pocas veces requieren catalizadores.
Es frecuente que presenten el fenómeno de isomería, es decir, compuestos de igual fórmula molecular pero con diferente disposición tridimensional.	La isomería es rara; aunque algunos compuestos sí la presentan.

5.2 TIPOS DE HIBRIDACIÓN DEL ÁTOMO DE CARBONO

La teoría cuántica nos explica la tetravalencia del átomo de carbono ya que mediante la configuración electrónica en su estado basal no es posible.

⇅	⇅	↑	↑	_
1s	2s	2px	2py	2pz

Como se ve en la configuración electrónica existen dos orbitales puros desapareados y uno vacío lo que da lugar a dos uniones covalentes y una coordinada por lo que se piensa que su forma mas estable es la combinación de un átomo de carbono con dos de hidrógeno CH_2 , sin embargo se sabe que su forma mas estable es CH_4. Este hecho sólo se explica con el concepto de hibridación, en donde un electrón del orbital **2s** brinca espontáneamente al orbital **2p** dando como resultado cuatro orbitales híbridos llamados **sp^3**, con el mismo contenido energético, forma, simetría y distribución en el espacio.

Recuerda que, en el curso de Química I definimos el concepto de hibridación.

Hibridación. es la combinación de orbitales puros de diferente energía de un mismo nivel atómico para generar orbitales híbridos o combinados de la misma energía.

Cuando se combina el orbital **s** con los orbitales **p** puede dar lugar a tres tipos de hibridación la **sp^3**, **sp^2** y **sp**. El carbono es un elemento representativo y es el único que sufre los tres tipos de hibridación, originando así los enlaces simples, dobles y triples.

5.2.1 HIBRIDACIÓN SP.

Se forma por la combinación de un orbital **s** con un orbital **p**, dando lugar a dos orbitales híbridos **sp** y dos orbitales puros. Se presenta en carbonos unidos por enlaces triples (**C ☰C**). Figura 5.1

↑↓ ↑↓ ↑ ↑ _

1s 2s 2px 2py 2pz Basal

↑↓ ↑↓ ↑ _ _ Exitado

1s 2s 2px 2py 2pz

↑↓ ↑ ↑ ↑ ↑

1s 2sp 2sp 2py 2pz Híbrido

Fig. 5.1 Muestra la hibridación ***SP*** *del C.*

Primero un electrón de **px** se traslada a **pz** y posteriormente un electrón de **s**, pasa a **px**.

5.2.2 HIBRIDACIÓN SP².

Se da cuando un orbital **s** se combina con dos orbitales **p** dando como resultado tres orbitales híbridos **sp²** y un orbital puro. Se presenta en carbonos con enlace doble (**C = C**). Figura 5.2

↑↓ ↑↓ ↑ ↑ _ Basal

1s 2s 2px 2py , 2pz

↑↓ ↑↓ ↑ _ ↑ Exitado

1s 2s 2px 2py 2pz

↑↓ ↑ ↑ ↑ ↑ Híbrido

1s $2sp^2$ $2sp^2$ $2sp^2$ $2p_z$

Fig. 5.2 Muestra la hibridación ***SP²*** *del C.*

Primero un electrón de **py** se traslada a **pz** y posteriormente un electrón de **s**, pasa a **py.**

5.2.3 *HIBRIDACIÓN SP³.*

Se forma por la combinación de un orbital **s** con tres orbitales **p** dando lugar a cuatro orbitales híbridos **sp³**. Se presenta entre carbonos unidos por enlace simple (C C).Figura 5.3.

↑↓	↑↓	↑	↑	__	Basal.
1s	2s	2px	2py	2p	
↑↓	↑	↑	↑	↑	Híbrido.
1s	$2sp^3$	$2sp^3$	$2sp^3$	$2sp^3$	

*Fig. 5.3 Muestra la hibridación **SP³** del C.*

Un electrón de **s** pasa a **pz.**

5.3 TIPOS DE FÓRMULAS.

Los compuestos orgánicos los podemos representar mediante fórmulas condensadas, semidesarrolladas y desarrolladas, aunque es más frecuente usar las semidesarrolladas.

Fórmula Condensada.

También llamada **molécular,** Indica solamente el número de átomos de cada elemento sin describir su arreglo, ejemplo:

a) C_4H_{10} b) C_2H_4 c) $C_2H_4O_2$

Fórmula semidesarrollada.

Es la más usual en química orgánica, indica solamente las uniones que hay entre carbono y carbono o con algún grupo funcional, ejemplo.

a) $CH_3 – CH_2 – CH_2 – CH_3$ b) $CH_2 = CH_2$ - $CH_3 – COOH$

Fómula Desarrollada o estructural.

Indica como están unidos todos los átomos entre sí en la molécula, ejemplo

```
    H   H   H   H                  H           H
    |   |   |   |                   \         /
H - C – C – C – C – H                C  =  C
    |   |   |   |                   /         \
    H   H   H   H                  H           H
```

5.4 ISOMERÍA.

En química orgánica existen compuestos con la misma fórmula molecular pero diferentes propiedades tanto físicas como químicas, con un arreglo molecular característico, a estos compuestos se le conocen como **isómeros.**

Por ejemplo, el etanol y el dimetil eter tienen la misma fórmula condensada C_2H_6O pero sus propiedades son diferentes por lo que se les considera isómeros.

$CH_3 – CH_2 – OH$	$CH_3 – O – CH_3$
Etanol	dimetil – eter

Los **isómeros** son compuestos cuyas moléculas tienen una misma formula molecular pero diferente forma estructural. Existen varios tipos de isomería. Figura 5.4

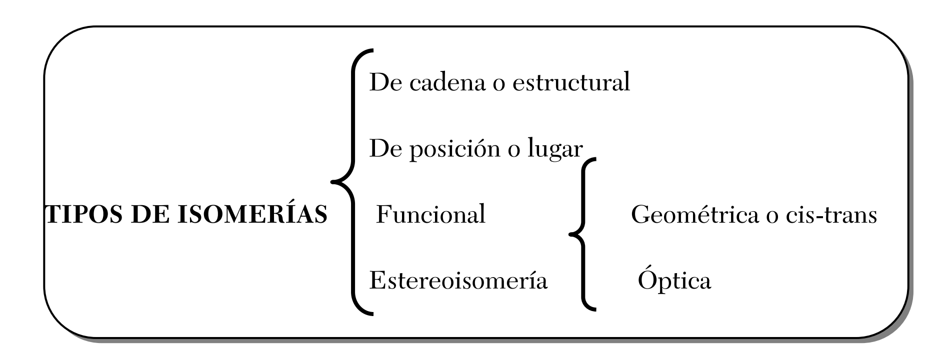


Figura 5.4 Clasificación de isómeros.

a) **Isomería de cadena o estructural.**

La presentan principalmente los alcanos y consiste en la forma de cómo están colocados los carbonos a lo largo de la cadena.

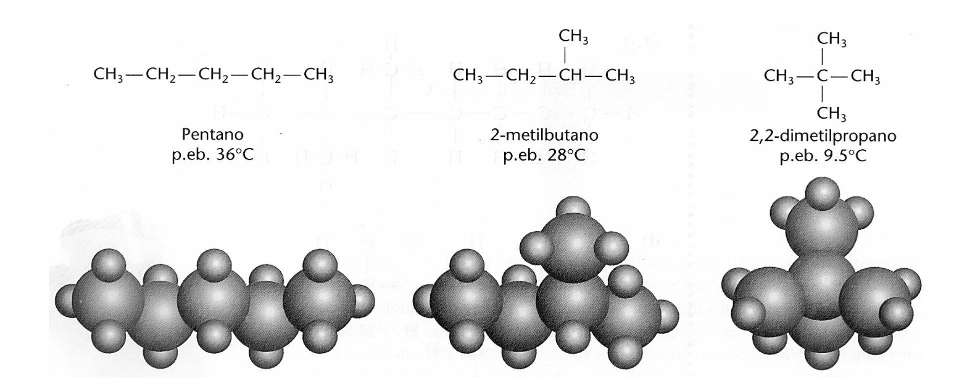


Fig. 5.5 Isómeros del pentano:a) neopentano, b) isopentano y c) neopentano

Obsérvese en la figura 5.1, que el n-pentano, el isopentano y el neopentano tienen la misma formula molecular C_5H_{12}, pero distintas formas estructurales por lo que son compuestos distintos con diferentes densidades, puntos de fusión y puntos de ebullición, y diferentes propiedades químicas.

Tabla 5.2 Propiedades de los tres isómeros del pentano.

Nombre	**Temperatura (°C)**		**Densidad (g/cm^3)**
	Ebullición	*Fusión*	
n-pentano	36.1	-129.8	0.63
Isopentano	27.9	-159.9	0.62
Neopentano	9.5	-16.6	0.61

Al aumentar el número de carbonos aumenta el número de isómeros.

Tabla 5.3. Numero de isómeros de algunos alcanos.

Fórmula molécular	Nombre del alcano lineal	Número de isómeros
C_3H_8	Propano	1
C_4H_{10}	Butano	2
C_6H_{14}	Hexano	5
C_8H_{18}	Octano	18
$C_{10}H_{22}$	Decano	75
$C_{15}H_{32}$	Pentadecano	4347
$C_{20}H_{42}$	Eicosano	366 319
$C_{30}H_{62}$	Triacontano	4.11×10^9

b)Isomería de posición o lugar.

Se presenta sobre todo en compuestos con dobles o triples enlaces (alquenos y alquinos) o cuando se encuentra algún sustituyente de un átomo de hidrógeno en la cadena, y se debe al cambio de posición de los dobles o triples enlaces o de los sustituyentes.

$CH_2 = CH - CH_2 - CH_3$ $\qquad$ $CH_3 - CH = CH - CH_3$

El tener la doble ligadura en diferente posición los hace compuestos distintos. Lo mismo sucede cuando un sustituyente de la cadena cambia de posición.

$CH_3 - CH_2 - CH_2 - CH_2$ (con Cl en el último carbono) $\qquad$ $CH_3 - CH_2 - CH - CH_3$ (con Cl en el carbono 2)

Cl $\qquad$ Cl

1-cloro-butano (p.eb. 77°C) $\qquad$ 2-cloro-butano (p.eb. 68°C)

c) Isomería funcional.

Se presenta cuando dos compuestos tienen la misma fórmula condensada pero diferente grupo funcional.

$CH_3 - CH - CH_3$ (con OH unido al carbono central)

Alcohol

$CH_3 - CH_2 - O - CH_3$

Éter

Ambos tienen la misma fórmula condensada C_3H_8O pero sus propiedades son diferentes.

d) La isomería geométrica y la óptica.

Generan isómeros que tienen la misma estructura, pero diferente disposición espacial de sus átomos, por lo que se denominan **estereoisómeros.**

Isomería geométrica o cis-trans.

Se debe a la diferente disposición de los átomos o grupos de moléculas iguales alrededor de una doble ligadura, en un anillo o una molécula cuadrada u octaédrica.

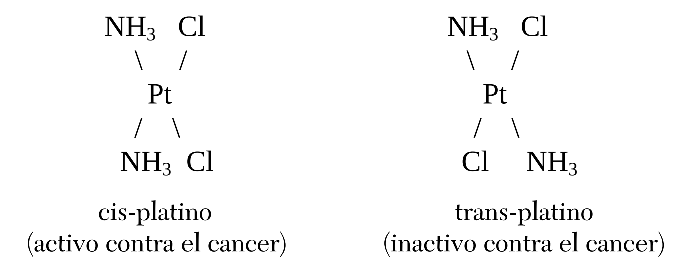
CH_3 CH_3 \ / C = C / \ H H

Cis-2-buteno (p.eb. 4^0C)

CH_3 H \ / C = C / \ H CH_3

Trans-2-buteno (p.eb.1ºC)

Esto se manifiesta porque los átomos a los que están unidos los sustituyentes no pueden girar libremente. Los isómeros **cis** tienen sustituyentes idénticos en el mismo plano de la molécula, mientras que los **trans** tienen sustituyentes idénticos en lados opuestos. La isomería geométrica la podemos encontrar también en algunos compuestos inorgánicos.

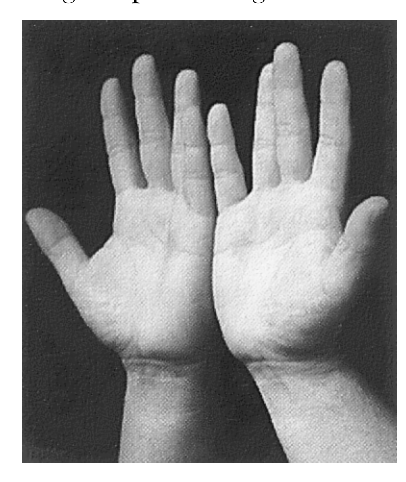


cis-platino (activo contra el cancer)

trans-platino (inactivo contra el cancer)

Isomería óptica.

Cuando te ves en el espejo puedes apreciar que tu mano derecha es igual a la imagen de la mano izquierda, lo mismo si se tiene un lunar en el lado izquierdo la imagen lo tendrá en el lado derecho, por lo que no somos iguales a nuestra imagen en el espejo. Todos los objetos tienen una imagen en el espejo, pero esta puede o no tener una total coincidencia espacial entre ese objeto y su imagen especular. Figura 5.6



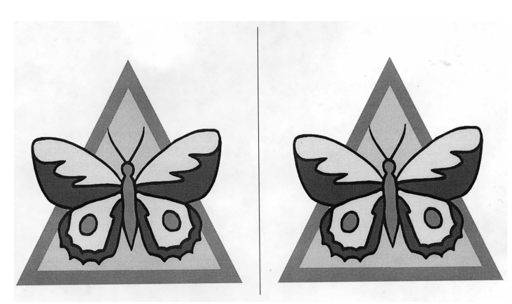


Fig. 5.6 Objetos no quirales y quirales.

Cuando un objeto no se puede superponer a su imagen especular se dice que es **quiral.**

Lo mismo sucede con algunas moléculas, las cuales no se pueden superponer a su imagen especular, en ellas existen átomos de carbono quirales. Cuando un átomo de carbono tiene sus cuatro sustituyentes diferentes se denomina quiral y genera dos posibles arreglos estructurales, que no son superponibles y son imágenes especulares uno del otro. Figura 5.7

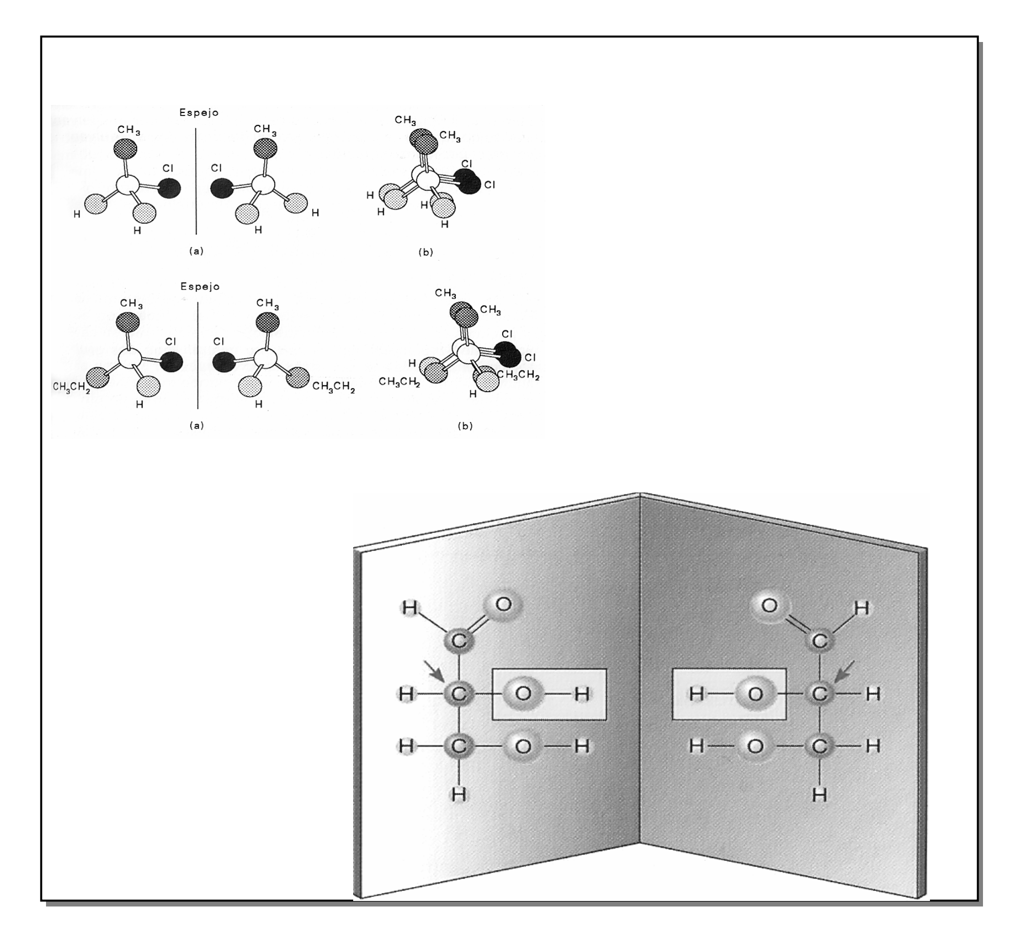
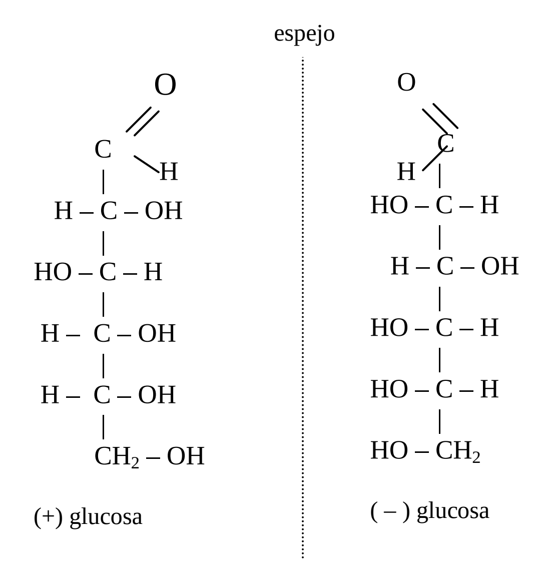


Fig. 5.7 Moléculas no quirales y quirales: a) Cloro etano b) 2, Cloro butano.

Cuando dos moléculas son imágenes especulares una de otra y no se superponen se denominan **enantiómeros**.

Los enantiómeros son isómeros que interactúan de diferente manera con la luz polarizada, aquella que atraviesa un vidrio Polaroid:

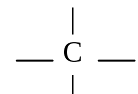
El enantiómero que desvía el plano de la luz polarizada hacia la derecha se le llama **dextrógiro** y se simboliza (**D**) ó (**+**). Y aquel que desvía la luz polarizada a la izquierda se le conoce como **levógiro** y se indica con el símbolo (**L**) ó (**-**).



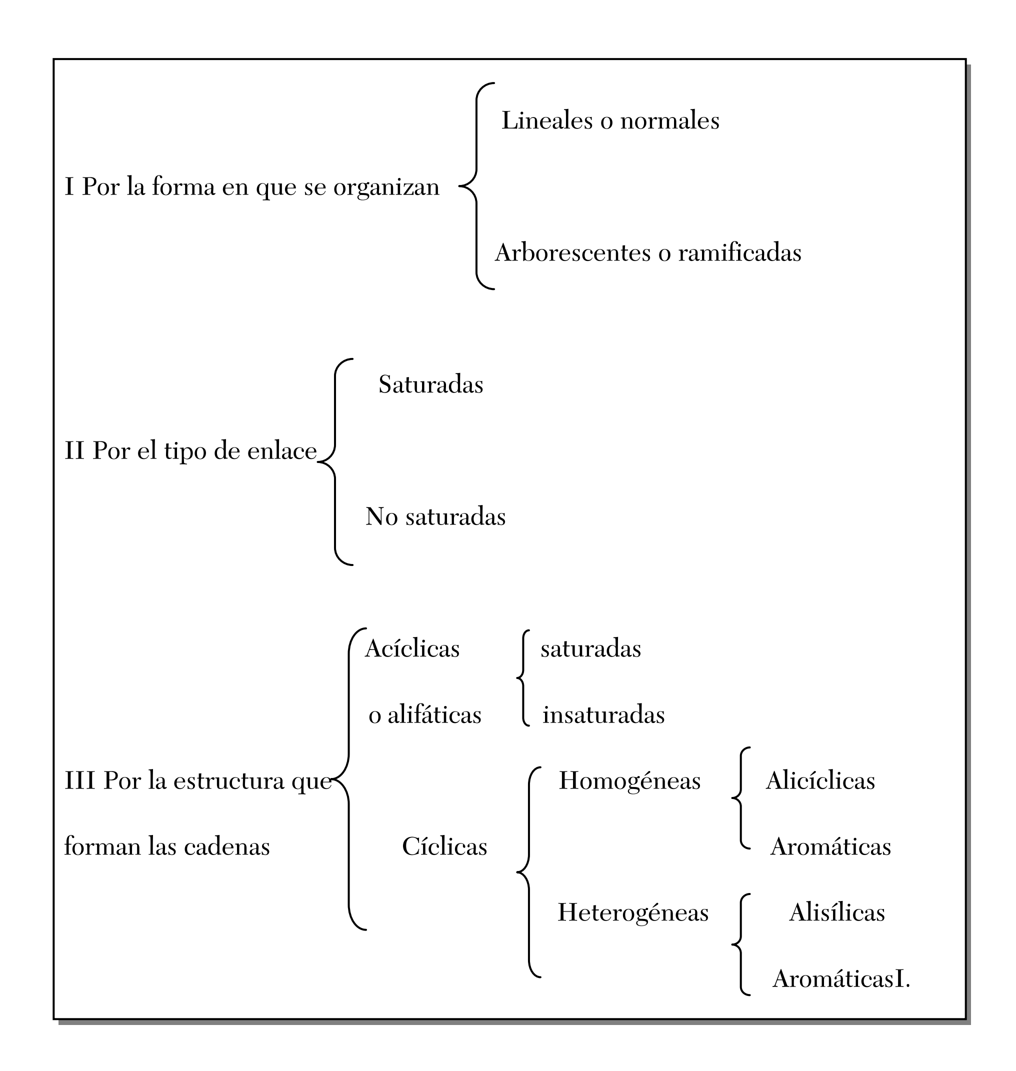
Clasificción de cadenas.

Una de las principales propiedades del carbono es su capacidad de concatenación, es decir, el poderse unir los átomos de carbono para formar moléculas enormes, ya sea de manera lineal, ramificada, cíclica, etc., a las cuales se les llama **cadenas** o **esqueletos de carbono**.

Recordemos que el carbono es tetravalente, es decir que forma cuatro enlaces al combinarse, y de ahí esa característica de formar cadenas muy largas y complejas.



Las cadenas de los compuestos orgánicos se pueden clasificar con base a tres criterios diferentes:



Por la forma en que se organizan los átomos de carbono:

Cadenas normales o continuas.- Estas cadenas no poseen ninguna ramificación (arborescencia).

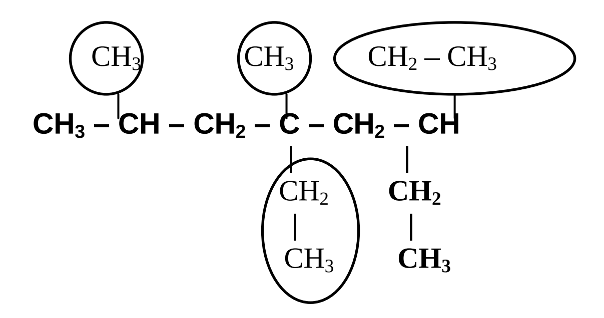
Ejemplo:

```
        H    H    H    H    H
        |    |    |    |    |
    H – C –  C –  C –  C –  C –  H
        |    |    |    |    |
        H    H    H    H    H
```

ó $CH_3 – CH_2 – CH_2 – CH_2 – CH_3$

Cadenas arborescentes o ramificadas.- Las cadenas principales presentan derivaciones con cadenas más pequeñas de átomos de carbono, llamadas "radicales" o "arborescencias".

Ejemplo:



En este ejemplo, la cadena principal esta resaltada de negro y las ramificaciones o arborescencias están encerradas en círculos.

II. Por el tipo de enlace

Saturadas. En este tipo de cadena, los átomos de carbono están unidos entre sí solo por enlaces simples.

Ejemplo:

```
      H   H   H   H   H
      |   |   |   |   |
  H – C – C – C – C – C – H
      |   |   |   |   |
      H   H   H   H   H
```

No saturadas o insaturadas. Estas cadenas tienen dobles y/o triples enlaces entre algunos de sus átomos de carbono.

Ejemplo:

a) $CH_3 – CH = CH – CH_3$ ó b) $CH \equiv C – CH = CH_2$

III. Por la estructura que forman las cadenas.

Acíclicas, **alifáticas o de cadena abierta**.- Las cadenas y las ramificaciones no forman estructuras cerradas. Los ejemplos anteriores de los criterios I y II entran dentro de esta clasificación.

```
        CH3          CH3         CH2 – CH3
         |            |           |
CH3 – CH – CH2 – C – CH2 – CH               CH3– CH = CH – CH3
                  |           |
                 CH2         CH2
                  |           |
                 CH3         CH3
```

Cíclicas o de cadena cerrada.- La estructura principal forma ciclos o cadenas cerradas, éstas pueden ser:

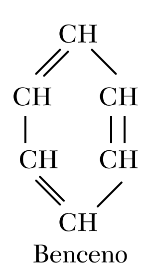
a) Homogéneas.- Cadenas cerradas que sólo están formadas por átomos de carbono.

1) Alicíclicos.- Cadenas cíclicas homogéneas que no se derivan del benceno.

Ejemplo:

```
     CH3 – CH2 – CH – CH2 –  CH2
                  |            |
                 CH2 – CH2 – CH – CH3
```

2) Aromáticos.- Cadenas cíclicas cuyas estructuras tienen como base al benceno (enlaces simples y dobles en forma alterna).

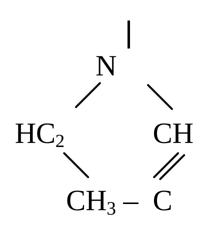


Benceno

b) Heterogéneas.- Cadenas que en su estructura principal, además del carbono, contienen otros átomos de elementos diferentes (por ejemplo, N, O, S.)

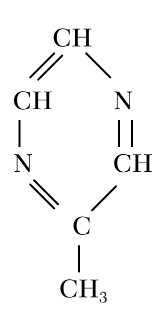
1) Alicíclicos.- Estructuras cíclicas con enlaces sencillos o dobles aislados.

Ejemplo: CH_3



2) Aromáticos.- Cadenas que tienen como base una estructura similar al benceno, pero con algún átomo diferente al carbono.

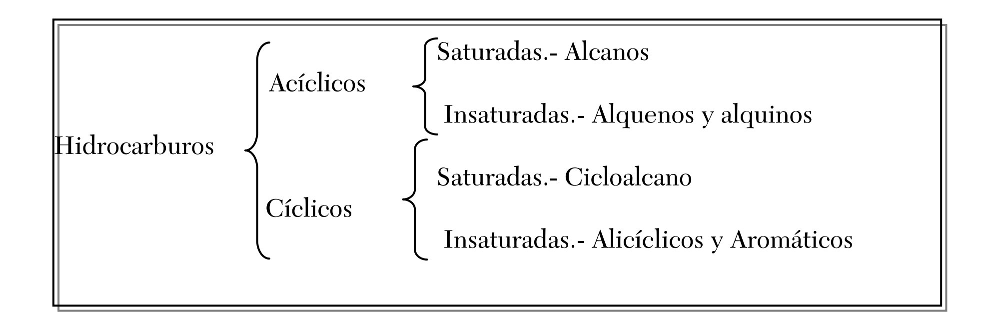
Ejemplo:



5.5 NOMENCLATURA DE HIDROCARBUROS.

Para nuestros propósitos, entenderemos el término "nomenclatura" como la técnica de asignarle un nombre científico a los compuestos químicos, siguiendo para ello las reglas establecidas por la Unión Internacional de Química Pura y Aplicada (UIQPA), también conocida como IUPAC por las siglas de International Union of Pure and Applied Chemistry.

Los hidrocarburos son compuestos que contienen solamente átomos de carbono e hidrógeno y cuya principal fuente es el petróleo. Se dividen en Acíclicos o Alifáticos y Cíclicos. Ambos grupos a su vez pueden subdividirse en saturados o insaturados, dependiendo de que presenten sólo enlaces simples en su estructura o enlaces dobles o triples.



5.5.1 HIDROCARBUROS ACÍCLICOS SATURADOS E INSATURADOS.

También llamados **alcanos** o **parafinas**, son compuestos formados por enlaces sencillos entre carbono y carbono. Su formula general es $\mathbf{C_n H_{2n+2}}$

Ejemplos de Acíclicos saturados:

a) CH_4

b) $CH_3 - CH - CH - CH_3$ (con un CH_3 unido a cada CH central)

```
b) CH3 – CH – CH – CH3
          |    |
         CH3  CH3
```

Este tipo de compuestos forman cadenas abiertas, normales o ramificadas, en donde las cuatro valencias del carbono están saturadas con hidrógeno o con otros átomos de carbono. Presentan hibridación de orbitales atómicos **sp**^{3}.

Veamos en primer lugar como se nombran a los alcanos lineales sin ramificaciones, a los que se les conoce como normales. Los cuatro primeros tienen nombres triviales, metano, etano, propano y butano. A partir del quinto se nombran de acuerdo a las reglas establecidas por la UIQPA, con el prefijo griego o latino que indica el número de átomos de carbono y la terminación ***ano*** (indica que el esqueleto del compuesto esta saturado de hidrógenos).

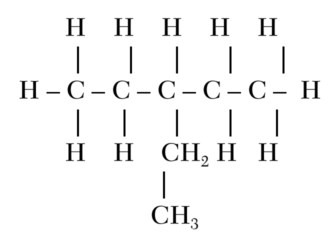
NOMBRE	FÓRMULA CONDENSADA	FÓRMULA SEMIDESARROLLADA
Metano	CH_4	CH_4
Etano	C_2H_6	$CH_3 – CH_3$
Propano	C_3H_8	$CH_3 – CH_2 – CH_3$
Butano	C_4H_{10}	$CH_3 – CH_2 – CH_2$- CH_3
Pentano	C_5H_{12}	$CH_3 – CH_2 – CH_2 – CH_2 – CH_3$
Hexano	C_6H_{14}	$CH_3 – CH_2 – CH_2 – CH_2 – CH_2 – CH_3$
Heptano	C_7H_{16}	$CH_3 – CH_2 – CH_2 – (CH_2)_2 – CH_2 – CH_3$
Octano	C_8H_{18}	$CH_3 – CH_2 – CH_2 – (CH_2)_3 – CH_2 –CH_3$
Nonano	C_9H_{20}	$CH_3 – CH_2 – CH_2 – (CH_2)_4 –CH_2 – CH_3$
Decano	$C_{10}H_{22}$	$CH_3 – CH_2 – CH_2 – (CH_2)_5 – CH_2 –CH_3$

Se sugiere que estos nombres y sus fórmulas sean memorizados ya que son la base para facilitar el aprendizaje de la nomenclatura del resto de los compuestos orgánicos.

Como se observa a partir del etano la cadena va creciendo (un átomo de carbono y dos de hidrógeno) para dar una serie de compuestos, donde cada miembro difiere del siguiente por una unidad (- CH_2-), llamada **serie homóloga**.

Como ya se mencionó los alcanos presentan una formula general C_nH_{2n+2}, donde n representa el número de átomos de carbón, de aquí que la fórmula condensada del butano sea C_4H_{10} y del hexano C_6H_{14}.

Si a un alcano normal se le sustituye un hidrógeno por una arborescencia o ramificación, se obtiene un hidrocarburo de cadena abierta, saturado y arborescente.



Radicales alquilo

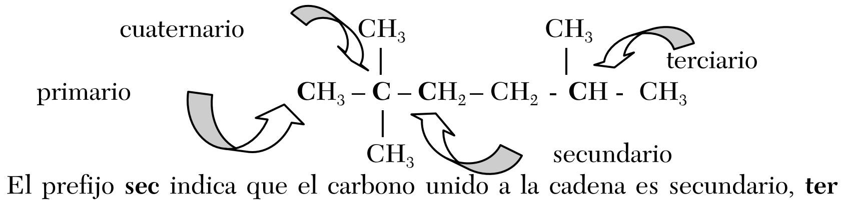
Un radical alquilo se forma al desprenderse un hidrógeno de una cadena de hidrocarburo, quedando un átomo de carbono con un par de electrones no apareados, se representan con el símbolo R.

Para nombrar a estos radicales se cambia la terminación ano del alcano correspondiente por **il** o **ilo** y se adiciona un prefijo para indicar el tipo de carbono que está directamente enlazado a la cadena principal.

Los átomos de carbono se clasifican en primarios, secundarios, terciarios y cuaternarios de acuerdo al número de átomos de carbono a los que están unidos.

Primario CH_3 –	Secundario – CH_2 –
terciario –CH – |	Cuaternario | – **C** – |

Ejemplo.



El prefijo **sec** indica que el carbono unido a la cadena es secundario, **ter** que el carbono unido a la cadena es terciario, el prefijo **iso** que el penúltimo carbono de la cadena del grupo alquilo es secundario y el prefijo **neo** que el penúltimo carbono de la cadena del radical alquilo es terciario.

Tabla 5.4 Radicales alquilo

Alcano	Fórmula	Radical	Fórmula
Metano	CH_4	Meti o metilo	CH_3 -
Etano	$CH_3 - CH_3$	Etil o etilo	$CH_3 - CH_2$ -
Propano	$CH_3 - CH_2 - CH_3$	Propil o propilo Isopropil o Ispropilo	$CH_3 - CH_2 - CH_2$ – $CH_3 - CH$ – | CH_3
Butano	$CH_3 - CH_2 - CH_2$- CH_3	Butil o butilo Secbutil o Secbutilo Isobutil o Isobutilo Terbutil	$CH_3 - CH_2 - CH_2$- CH_2 – $CH_3 - CH_2 - CH$ – | CH_3 $CH_3 - CH - CH_2$ – | CH_3 CH_3 | $CH_3 - C$ – | CH_3

Nomenclatura de alcanos arborescentes

Para nombrar a los alcanos arborescentes se emplean las siguientes reglas emitidas por la UIQPA.

1. Se busca la cadena mas larga, que tenga mayor número de átomos de carbono. En caso de existir dos cadenas del mismo tamaño se elige la que tenga mayor número de ramificaciones o la que presente las ramificaciones más simples.

```
CH3 – CH2 – CH – CH2 –  CH – CH3
             |           |
            CH3         CH2 – CH3
```

2. Se numeran los carbonos de la cadena, empezando por el extremo que tenga las ramificaciones o arborescencias más próximas.

```
            CH3           CH3          CH2 – CH3
             |             |                |
1CH3 – 2CH – 3CH2 – 4C – 5CH2 – 6CH
                           |            |
                          CH2         7CH2
                           |            |
                          CH3         8CH3
```

3. Se nombran las arborescencias, en orden alfabético o en orden de complejidad creciente, indicando la posición que corresponda al número de carbono al cual se encuentra unido. Ejemplo 4 – etil - 2- metil.

4. En caso de existir grupos alquilo iguales, su número se indica con los prefijos **di, tri, tetra**, etcétera; sin considerarlos cuando se alfabetizan las ramificaciones. Antes del nombre del radical se indica el número de carbono donde se encuentran, separándolo por una coma (,). Ejemplo 4,6 - dietil - 2,4 – dimetil.

5. Por último se nombra la cadena principal con la terminación **ano.**

$$
\begin{array}{cccccccccccc}
 & & CH_3 & & & & CH_3 & & & & CH_2 - CH_3 \\
 & & | & & & & | & & & & | \\
{}^{1}\mathbf{CH_3} & - & {}^{2}\mathbf{CH} & - & {}^{3}\mathbf{CH_2} & - & {}^{4}\mathbf{C} & - & {}^{5}\mathbf{CH_2} & - & {}^{6}\mathbf{CH} \\
 & & & & & & | & & & & | \\
 & & & & & & CH_2 & & & & {}^{7}\mathbf{CH_2} \\
 & & & & & & | & & & & | \\
 & & & & & & CH_3 & & & & {}^{8}\mathbf{CH_3}
\end{array}
$$

4,6 – dietil - 2,4 – dimetil octano

Alquenos.

Los alquenos son hidrocarburos **acíclicos insaturados** también llamados **olefinas**, contienen uno o más dobles enlaces entre carbono y carbono; presentan hibridación **sp**^{2}; su fórmula general es $\mathbf{C_nH_{2n}}$. Pueden ser de cadena normal o arborescente.

Ejemplos de alquenos

a) $CH_3 - CH = CH_2$

b)
$$
\begin{array}{l}
CH_2 = \underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{C}} - CH_2 - CH_3
\end{array}
$$

Para nombrar a los alquenos normales se utiliza el mismo prefijo que el de los alcanos pero se cambia la terminación ano del alcano correspondiente por **eno**.

Eteno $CH_2 = CH_2$

Propeno $CH_2 = CH - CH_3$

La cadena debe numerarse por el extremo más cercano al doble enlace indicando su posición.

2 - Penteno $\overset{1}{C}H_3 - \overset{2}{C}H = \overset{3}{C}H - \overset{4}{C}H_2 - \overset{5}{C}H_3$

2 - Hexeno $\overset{6}{C}H_3 - \overset{5}{C}H_2 - \overset{4}{C}H_2 - \overset{3}{C}H = \overset{2}{C}H - \overset{1}{C}H_3$

1 - Hepteno $\overset{1}{CH_2} = \overset{2}{CH} - \overset{3}{CH_2} - \overset{4}{CH_2} - \overset{5}{CH_2} - \overset{6}{CH_2} - \overset{7}{CH_3}$

Para **nombrar los alquenos** arborescentes se siguen las mismas reglas que para los alcanos.

$$\overset{6}{CH_3} - \overset{5}{CH} - \overset{4}{CH_2} - \overset{3}{CH} = \overset{2}{CH} - \overset{1}{CH_3}$$

(con CH_3 unido al carbono 5)

5 – metil – 2 – hexeno

$$\overset{1}{CH_2} = \overset{2}{CH} - \overset{3}{CH_2} - \overset{4}{CH} - \overset{5}{CH_2} - \overset{6}{CH_2} - \overset{7}{CH_3}$$

(con $CH_3 - C(CH_3) - CH_3$ unido al carbono 4)

4 – terbutil – 1 – hepteno

La cadena principal siempre contendrá el doble enlace.

Alquinos

Son hidrocarburos **acíclicos no saturados** con uno o más enlaces triples entre carbono y carbono; presentan hibridación **sp.** Su fórmula general es $\mathbf{C_nH_{2n-2}}$.

Su nomenclatura es similar a la de los alquenos pero se cambia la terminación eno por **ino**.

$CH_3 - C \equiv C - CH_2 - CH_3$

2 – pentino

$CH_3 - CH(CH_3) - C \equiv CH$

3 – metil –1 – butino

5.5.2 CÍCLICOS SATURADOS.

Como podrás darte cuenta, la característica principal de estos compuestos es que forman una cadena cerrada (pueden o no llevar arborescencias) y todos los

carbonos están unidos entre si con enlaces sencillos. A estos hidrocarburos se les conoce como **cicloalcanos**, **ciclanos o cicloparafinas** su fórmula general es $\mathbf{C_nH_{2n}}$.

Para nombrarlos se agrega el prefijo **ciclo** al nombre del alcano, de acuerdo al número de átomos de carbono.

```
a)   CH2                 b)  CH2 – CH2
    /   \                    |      |
CH2  –  CH2                  CH2 – CH2
```

Ciclopropano — **ciclo**butano

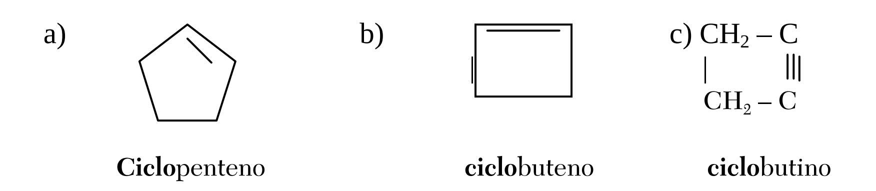
Las ramificaciones se nombran en orden alfabético y se indica la posición mediante un número, comenzando por el carbono que tenga la arborescencia más pequeña; cada sustituyente debe tener el número más bajo posible.

```
a)          6CH2                      b)        CH2
           /    \                              /   \
       5CH2     1CH – CH3              CH2  –  CH – CH2 – CH3
        |         |
       4CH2     2CH – CH3
           \    /
            3CH2
```

1,2 – dimetil ciclohexano — etil ciclopropano

Cíclicos insaturados.

Dentro de esta clasificación se encuentran los cicloalquenos y cicloalquinos, éstos forman un anillo o un ciclo, pueden contener en su molécula un doble o triple enlace entre sus carbonos. Se nombran con las mismas reglas que para los cicloalcanos, pero con la terminación **eno** para los **cicloalquenos** e **ino** para los **cicloalquinos**.



Ciclopenteno **ciclo**buteno **ciclo**butino

Nota: Para abreviar la escritura de fórmulas, en estas figuras, cada vértice representa a un átomo de carbono y los hidrógenos necesarios para que el carbono complete sus cuatro valencias. Este tipo de representaciones es muy común en compuestos cíclicos.

5.6 CLASIFICACIÓN DE GRUPOS FUNCIONALES

Cada uno de los tipos de compuestos debe sus propiedades químicas a un grupo de átomos presente en una parte de su estructura. A este grupo de átomos que diferencia a un tipo de compuesto con los demás, y que determina su comportamiento químico, se le llama **Grupo Funcional**.

Tabla 5.5 Principales grupos funcionales de los compuestos orgánicos.

Compuestos	Grupo funcional	Ejemplo
Alcanos	| – C – |	CH_3 – CH – CH – CH_3 | | CH_3 CH_3
Alquenos	| | – C = C –	CH_3 – CH = C – CH_3 | CH_3
Alquinos	– C ≡ C –	CH_3 – CH – C ≡ CH | CH_3
Alcoholes	– OH	CH_3 – CH_2 - **OH**
Éteres	– O –	CH_3 **– O –** CH_2 – CH_3
Aldehídos	– C – H || O	CH_3 – CH_2 – C – H || O
Cetonas	– C – || O	CH_3 **– C –** CH_2 – CH_3 **||** **O**
Ácidos carboxílicos	– C–OH || O	**O** || CH_3 **– C – OH**
Esteres	– CO – || O	CH_3 **– C – O –** CH_2 – CH_3 **||** **O**
Aminas	– NH_2	CH_3 – CH_2 **– NH_2**
Amidas	– $CONH_2$	**O** || CH_3 – CH_2 **– C – NH_2**
Aromáticos	(anillo bencénico)	(anillo bencénico) – CH_3

5.6.1 ALCOHOLES.

Los alcoholes son compuestos derivados de los hidrocarburos al sustituir uno o más hidrógenos por grupos oxidrilo, **OH**. También pueden considerarse como derivados del agua, al sustituir un átomo de hidrógeno por un radical alquilo. Como se observa en la tabla 5.5 los alcoholes se representan con la formula general R – OH.

Si en una molécula de alcohol existen dos o más grupos **OH** estos deben estar colocados en diferentes carbonos, según la regla de Erlenmeyer que dice: "En un mismo carbono no puede haber dos oxidrilos ".

$CH_3 - CH_2 - CH_2 - CH_2 - OH$

(benceno) — OH

$^6CH_2$ / $^5CH_2$ — $^1CH - OH$ / $^4CH_2$ — $^2CH_2$ / $^3CH_2$

$CH_2 - CH - CH_2$ (con OH en cada carbono: OH OH OH)

Los alcoholes pueden ser primarios, secundarios o terciarios, según sea el átomo de carbono al que este unido el oxhidrilo.

Primario

$CH_3 - CH_2 - CH_2 - OH$ el OH esta unido a un carbono primario.

Secundario

$CH_3 - CH - CH_3$ (OH en el carbono central) el OH esta unido a un carbono secundario.

Terciario

```
        CH3
         |
CH3 – C– OH
         |
        CH3
```

el OH esta unido a un carbono terciario.

Para nombrar los alcoholes según la UIQPA se emplean los siguientes pasos:

1. Se elige la cadena continua de átomos de carbono más larga y que contenga el grupo oxhidrilo **OH**.

2. Se numera la cadena, empezando por el extremo más cercano al grupo **OH** indicando el número del carbono donde esté insertado.

3. Las ramificaciones se nombran en forma similar a como se hizo en los alcanos ramificados.

4. Finalmente se nombra la cadena principal, sustituyendo la terminación ano del alcano correspondiente por **ol.**

$CH_3 – CH_2 – CH_2 – OH$ 1- propan**ol**

```
CH3 – CH – CH2 – CH3
         |
        OH
```

2 - butan**ol**

```
                          CH3 – CH – CH3
                                 |
CH3 – CH – CH2 – CH – CH2 - CH2
         |            |
        OH           CH2 – CH3
```

4 – etil – 7 – metil – 2 – octan**ol**

5.6.2 ALDEHÍDOS.

Representan el primer producto de la oxidación de los alcoholes primarios, se caracterizan por tener la fórmula general

$$\begin{array}{l} R - C = O. \\ \quad\;\; | \\ \quad\;\; H \end{array}$$

Para nombrarlos, de acuerdo a la nomenclatura de la UIQPA, se cambia la terminación ol del alcohol del cual derivan por al.

$$\begin{array}{l} CH_3 - CH \\ \qquad\;\; || \\ \qquad\;\; O \end{array}$$ *etan**al***

$$\begin{array}{l} CH_3 - CH_2 - CH_2 - CH \\ \qquad\qquad\qquad\quad || \\ \qquad\qquad\qquad\quad O \end{array}$$ *butan**al***

$$\begin{array}{l} CH_3 - CH - CH_2 - CH_2 - CH \\ \qquad\quad | \qquad\qquad\qquad\;\; || \\ \qquad CH_2 - CH_3 \qquad\quad\; O \end{array}$$ 4- metil-hexan**al**

En caso de haber grupos alquilo se siguen las mismas reglas que para los alcanos.

5.6.3 CETONAS.

Son compuestos que resultan de la oxidación moderada de los alcoholes secundarios. Se caracterizan por tener el carbono carbonilo unido a dos grupos alquilo.

La fórmula general de las cetonas se designa como R – CO – R o en su forma desarrollada:

$$\begin{array}{l} R- C - R. \\ \quad\; || \\ \quad\; O \end{array}$$

Para nombrar a las cetonas se cambia la terminación ol del alcohol por **ona,** además de fijar la posición del carbono donde está la función carbonílica**.**

$CH_3 – C – CH_3$ propanona o también $CH_3 – CO – CH_3$
||
O

$CH_3 – C – CH_2 – CH_2 – CH_3$ 2 - pentanona
||
O

$CH_3 – CH – CH_2 – C – CH_2 – CH_3$ 5 – metil – 3 – hexanona
| ||
CH_3 O

5.6.4 ÁCIDOS CARBOXÍLICOS.

La presencia de un grupo carbonilo y un grupo oxhidrilo ligados al mismo carbono – CO – OH, llamado carboxilo, constituyen a los ácidos carboxílicos. El nombre del grupo funcional es una contracción de carbonilo (= C = O) e oxhidrilo (- OH).

Los ácidos carboxílicos se obtienen de la oxidación de los aldehídos y se representan con la fórmula general R-COOH.

R – CH = O R – C = O
|
OH
Aldehído Ácido carboxílico

Para nombrarlos, de acuerdo con la UIQPA, se antepone la palabra ácido y enseguida el nombre del alcano del que proviene, con la terminación **ico.**

HCOOH ácido metanóico

$CH_3 – COOH$ ácido etanóico

$CH_3 – CH – CH_2 – CH_2 – COOH$ ácido 4- metil-heptanoico
|
$CH_2 – CH_2 – CH_3$

Los ácidos carboxílicos se conocen desde hace mucho tiempo, por ello se emplean más sus nombres triviales que los sistemáticos. Antiguamente, para nombrarlos se les asignaban nombres que hacían referencia a su fuente natural de obtención o alguna propiedad importante.

$HCOOH$ ácido fórmico

$CH_3 - COOH$ ácido acético

$CH_3 - CH_2 - CH_2 - COOH$ ácido butírico

5.6.5 ÉTERES.

Se les puede considerar como derivados del agua al sustituir los dos hidrógenos por radicales alquilo. Se caracterizan por tener la fórmula general R – O – R.

$H - O - H$ (Agua) $CH_3 - O - CH_3$ (Éter)

Existen cuatro formas de nombrar a los éteres, aquí solamente veremos dos, la que se considera común y la nomenclatura de la UIQPA.

Primera:

Una forma común de nombrarlos es anteponer la palabra éter, enseguida el nombre de los radicales, primero el más sencillo y por último el más complejo que deberá tener la terminación **ico**.

$CH_3 - O - CH_2 - CH_3$ $CH_3 - CH_2 - O - CH_2 - CH_2 - CH_3$

Éter metil-etílico Éter etil-propílico

Cuando los dos radicales son iguales éstos se designan con el prefijo di.

$CH_3 - O - CH_3$ $CH_3 - CH_2 - O - CH_2 - CH_3$

Éter dimetílico Éter dietílico

Segunda:

De acuerdo a la nomenclatura de la UIQPA, se nombra primero al radical mas sencillo con la terminación **oxi** y enseguida el otro radical con la terminación **ano**.

$CH_3 – O – CH_2 – CH_3$ Metoxietano

$CH_3 – CH_2 – O – CH_2 – CH_2 – CH_3$ Etoxipropano

$CH_3 – O – CH_3$ Metoximetano

$CH_3 – CH_2 – O – CH_2 – CH_3$ Etoxietano

5.6.6 ÉSTERES.

Los ésteres son el resultado de la reacción química entre un ácido carboxílico y un alcohol (saponificación). Su estructura química general es

```
R – C – O – R     ó     R – COO – R.
    ||
    O
```

Para nombrar los ésteres se pueden dividir en la parte ácida y la parte alcohólica.

```
R – C | O – R.
    ||
    O |
 Parte    Parte
 Ácida    alcohólica
```

La parte que proviene del ácido se nombra con la terminación **ato** y la alcohólica como radical alquilo.

$HCOO – CH_3$ Metano**ato** de metilo

$CH_3 – COO – CH_3$ Etanoato de metilo

$CH_3 – COO – CH - CH_3$ Etanoato de isopropilo
|
CH_3

$CH_3 – CH_2 – COO – CH_2 – CH_2 – CH_2 – CH_3$ Propanoato de butilo

5.6.7 AMINAS.

Se consideran como compuestos derivados del amoniaco (NH_3), se forman cuando se sustituyen uno, dos o los tres átomos de hidrógeno del amoniaco por radicales alquilo.

Según el número de hidrógenos del amoniaco sustituidos por radicales alquilo, las aminas se clasifican en aminas primarias, secundarias o terciarias.

H – N – H | H	R – N – H | H	R – N – H | R	R- N - R | R
Amoniaco	Amina primaria	Amina secundaria	Amina terciaria

Para nombrar las aminas se escribe el nombre de cada radical en orden alfabético o en orden creciente de complejidad con el sufijo amina.

$CH_3 – NH_2$ metilamina

$CH_3 – NH – CH_2 – CH_3$ metiletilamina

$CH_3 – N – CH_2 – CH_3$ metiletilpropilamina
|
$CH_2 – CH_2 – CH_3$

Cuando la molécula tiene dos o tres grupos alquílicos idénticos unidos al nitrógeno se antepone el prefijo di o tri.

$CH_3 - NH - CH_3$ dimetilamina

$CH_3 - CH_2 - N - CH_2 - CH_3$ metildietilamina
(con CH_3 unido al N)

$CH_3 - CH_2 - N - CH_2 - CH_3$ trietilamina
(con $CH_2 - CH_3$ unido al N)

5.6.8 AMIDAS.

Las amidas son los compuestos resultantes de la sustitución del hidroxilo de un ácido carboxílico por un grupo amino.

Ácido carboxílico	Amida
$R - C = O$ con **OH** unido al C	$R - C = O$ con $\mathbf{NH_2}$ unido al C

Para nombrar a las amidas se indica el nombre del alcano correspondiente con la terminación **amida**.

$H - CONH_2$ metanoamida

$CH_3 - CONH_2$ etanoamida

$CH_3 - CH_2 - CH_2 - CONH_2$ butanoamida

Si se sustituye un hidrógeno de la amida por un grupo alquilo; este se nombra primero como prefijo.

CH_3 –CONH – CH_3 metil etanoamida

O

||

CH_3 – CH_2 – C – NH – CH_2 – CH_3 etil propanoamida

5.6.9 HALOGENUROS DE ALQUILO.

Los derivados halogenados de los hidrocarburos, resultan al sustituir uno o más átomos de hidrógeno por uno o más halógenos (flúor, cloro, bromo yodo).

Los derivados halogenados pueden ser monohalogenados o polihalogenados.

Los derivados monohalogenados son aquellos donde sólo se sustituye un átomo de hidrógeno por un átomo de halógeno. Éstos también reciben el nombre de halogenuros de alquilo. Su fórmula general es R – X, donde X es un halógeno.

Para nombrarlos se escribe el nombre del halógeno indicando su posición (cuando sea necesario) y enseguida el nombre del hidrocarburo.

CH_3 – Cl   cloro metano

CH_3 – CH_2 – CH_2 – Br   1- bromopropano

CH_3 – CH_2 – CH – CH_2 – CH_2 – CH_3 3 – clorohexano

|

Cl

5.6.10 AROMÁTICOS.

Los hidrocarburos cíclicos derivados del benceno, también llamados hidrocarburos aromáticos, contienen un anillo cerrado de átomos de carbono con enlaces dobles y simples alternados.

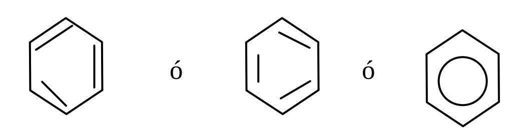
El benceno es el más sencillo de los compuestos aromáticos, fúe descubierto en 1825 por Michael Faraday, su fórmula molecular es C_6H_6.

Se propusieron varias fórmulas estructurales, pero la mas aceptada fue la de Kekulé en 1865, quien lo representó de la siguiente manera

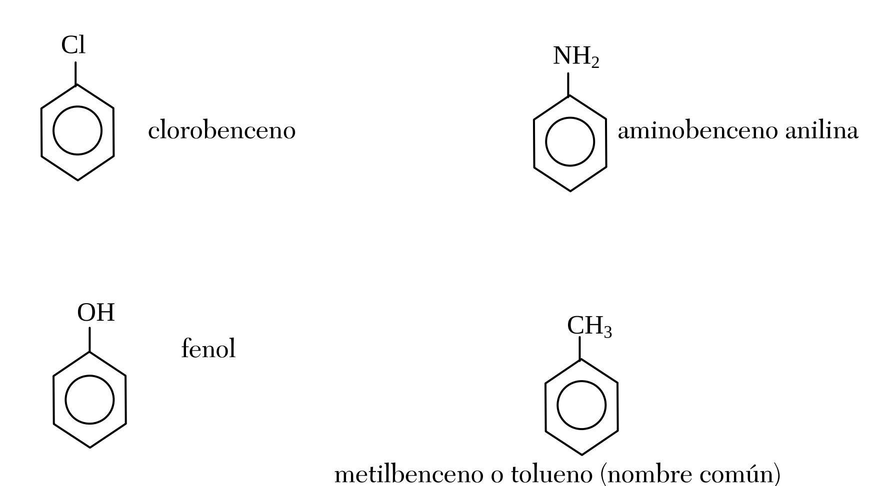
```
           H
           |
           C
        /  \\
   H – C      C – H
       ||      |
   H - C      C – H
        \  //
           C
           |
           H
```

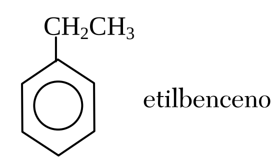
Con un anillo de seis átomos de carbono unidos por enlaces sencillos alternando con dobles enlaces y con cada carbono enlazado a un hidrógeno. El cual se encuentra en resonancia.

La teoría de la resonancia establece que cuando una molécula se puede representar en dos o más formas que difieren sólo en la distribución de los electrones, la estructura real es una estructura intermedia y la molécula adquiere una gran estabilidad, por lo que puede representarse de la siguiente forma:



Para nombrar a los compuestos monosubstituidos del benceno, de acuerdo a la UIQPAC, se escribe el nombre del grupo sustituyente, seguida de la palabra benceno, aunque también son aceptables sus nombres comunes.





5.7 MACROMOLÉCULAS.

En la naturaleza encontramos muchas sustancias de peso molecular elevado, llamadas macromoléculas, constituidas principalmente por carbohidratos, proteínas y ácidos nucleicos, que llegan a tener masas moleculares mayores a millones de uma.

Macromoléculas son moléculas con una masa superior a 10,000 uma.

Cuando una macromolécula se forma por la unión o polimerización de un gran número de moléculas de peso molecular bajo, se obtiene un **polímero**.

Las moléculas individuales que forman al polímero se llaman **monómeros** y estos pueden ser iguales o diferentes. Si los monómeros no son de un solo tipo la macromolécula que se forma se denomina **copolímero.**

Por su origen los polímeros pueden ser naturales o sintéticos. Desde hace mucho tiempo se han utilizado los polímeros naturales como la lana, las pieles de animales, el caucho, el algodón, la seda, etcétera. Pero a partir de 1907, que se realizó la síntesis del primer polímero sintético, la bakelita, se han venido fabricando polímeros sintéticos, polimerizando monómeros por medio de reacciones controladas químicamente.

5.7.1 POLIMERIZACIÓN: ADICIÓN Y CONDENSACIÓN.

Los polímeros se pueden sintetizar por medio de reacciones de adición o de condensación.

Polimerización por adición.

Se efectúa con monómeros de alquenos , como el eteno $CH_2 = CH_2$ que es el compuesto mas simple que puede presentar este tipo de reacción. En

presencia de un catalizador, el doble enlace de cada molécula de eteno se rompe, formando radicales libres, los cuales van a formar nuevos enlaces sencillos carbono-carbono con otras dos moléculas de eteno:

$$H_2C = CH_2 + H_2C = CH_2 \xrightarrow{catalizador}$$

Eteno Eteno

$$\cdot CH_2 - CH_2 \cdot + \cdot CH_2 - CH_2 \cdot \rightarrow \cdots - CH_2 - CH_2 - CH_2 - CH_2 - \cdots$$

Polimero (Polietileno)

Los monómeros se van acoplando uno con otro, sin formar productos secundarios. La reacción sólo se lleva acabo en los extremos de la cadena, que va creciendo rápidamente.

Polimerización por condensación.

Resulta de la combinación de dos moléculas con diferentes grupos funcionales que reaccionan lentamente entre sí, originando la formación del polímero y de una molécula pequeña, que por lo regular es agua. Por ejemplo consideremos la formación de las fibras de Nylon, en donde reaccionan a presión y por calentamiento la diamina y el ácido adípico.

$$H_2N - (CH_2)_6 - NH_2 + HO\overset{O}{\overset{||}{C}} - (CH_2)_4 - \overset{O}{\overset{||}{C}} - OH \rightarrow - HN - (CH_2)_6 - NH - \overset{O}{\overset{||}{C}} - (CH_2)_4 - \overset{O}{\overset{||}{C}} - + H_2O$$

Diamina Ácido adípico Nylon 6,6 agua

La reacción se realiza en los extremos de la diamina y del ácido, formándose una larga cadena con la longitud promedio deseada, la macromolécula puede tener doscientas o más unidades y recibe el nombre de nylon 6,6 porque las moléculas de ácido adípico y la diamina tienen seis átomos de carbono.

Los polímeros por condensación más importantes son las poliamidas y los poliésteres. En la tabla 5.6 se resumen las principales diferencias entre la polimerización por adición y por condensación.

Tabla 5.6 Diferencias entre la polimerización por adición y condensación

Adición	**Condensación**
Se efectúa entre moléculas que poseen doble enlace.	Une monómeros con diferente grupo funcional.
Se lleva a cabo en los extremos de la cadena, por la ruptura del enlace doble.	Inicia en un par de moléculas diferentes, con la formación de subproductos.
No todo el monómero reacciona.	El monómero se consume totalmente.
El polímero alcanza rápidamente un gran peso molecular	El peso molecular del polímero aumenta poco a poco
A mayor tiempo de reacción, mayor rendimiento	A mayor tiempo de reacción, mayor peso molecular

5.7.2 MACROMOLÉCULAS SINTÉTICAS.

Desde los años veinte se han venido sintetizando polímeros con características semejantes a las macromoléculas naturales, mejores o totalmente diferentes.Se les llama **macromoléculas sintéticas** a las elaboradas por el hombre.

En la actualidad se pueden hacer plásticos prácticamente a la medida de cualquier necesidad un ejemplo son los plásticos.



Fig. 5.8 Productos elaborados con polímeros sintéticos.

La mayor parte de los polímeros se obtienen a partir de derivados del petróleo como el eteno, propeno, buteno y benceno. En la tabla 5.7 se presenta una lista de polímeros y productos que se fabrican con ellos.

Tabla No 5.7 Principales polímeros, los monómeros que los forman y usos a los que se destinan.

Monómero	Polímero	Usos
$HOOC-(CH_2)_4-COOH$ (HOC – (CH₂)₄ – C – OH con O doble enlazado) Ácido adípico $H_2N-(CH_2)_6-NH_2$ Diamina	$-HN-(CH_2)_6-NH-C(=O)-(CH_2)_4-C(=O)-$ Nylon 6,6	Aparatos domésticos, ropa, fibras para alfombras, cordeles para pescar.
$CH_2=CH_2$ etileno	$[-CH_2-CH_2-]_n$ polietileno	**Botellas, bolsas, juguetes, recubrimientos de cables eléctricos.**
$CH_2=CH-Cl$ Cloruro de vinilo	$[-CH_2-CH(Cl)-]_n$ Cloruro de polivinilo (PVC)	**Recubrimientos, empaques, mosaicos, tubería para drenaje, suela de zapatos, juguetes, vasos.**
$C_6H_5-CH=CH_2$ estireno	$[-CH_2-CH(C_6H_5)-]_n$ poliestireno	Vasos, juguetes, ganchos, partes de radio y TV, nieve seca.
$CF_2=CF_2$ tetrafluoroetileno	$[-CF_2-CF_2-]_n$ Politetrafluoroetileno (teflón)	Artículos de cocina, cojinetes.

5.7.3 MACROMOLÉCULAS NATURALES.

Gran parte de los constituyentes de los seres vivos se encuentran en forma de moléculas con peso molecular elevado. Estos polímeros de los seres vivos se denominan **biopolímeros o macromoléculas naturales**. Forman este grupo los **polisacéridos, proteinas y ácidos nucléicos.**

Polisacáridos.

Los polisacáridos o también llamados polímeros de los azúcares, son compuestos orgánicos formados por carbono, hidrógeno y oxígeno, en algunos casos contienen nitrógeno o azufre; se encuentran tanto en plantas como en animales.

De la fórmula general de los carbohidratos $C_n(H_2O)_n$ se deriva su nombre, debido a que contienen hidrógeno y oxígeno en la misma proporción que en el agua. Aunque en realidad los carbohidratos no son hidratos de carbono sino polihidroxialdehídos y polihidroxicetonas. Figura 5.8

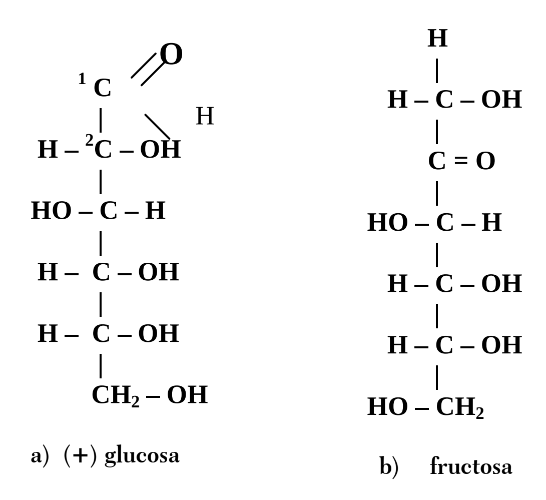


Fig. 5.9 Ejemplo de un polihidroxialdehído (a) y una polihidroxicetona

La glucosa cuya fórmula molecular $C_6(H_2O)_6$ o también $C_6H_{12}O_6$ es el principal monómero de estas macromoléculas. Esta molécula puede reaccionar consigo misma para formar dos estructuras anulares de seis miembros designadas α y β. Lo cual genera las diferencias de sus polímeros.

Fig. 5.10 En la estructura α el grupo OH del carbono 1 esta del mismo lado del anillo que el grupo OH del carbono 2. En la estructura β los grupos OH del carbono 1 y 2 están en sentidos opuestos.

Los **polisacáridos** están formados por unidades de **monosacáridos** que se unen entre sí por **enlaces glucosídicos** por medio de una reacción de **condensación.** No tienen sabor dulce. Los más importantes son el almidón, la celulosa y el glucógeno, el monómero que se repite para formar estas estructuras es la glucosa, por lo que se les llama **glucosanas.**

Almidón

Esta constituido aproximadamente de 200 a 3000 unidades de **glucosa,** que unidas forman cadenas ramificadas (amilopectina) las cuales generan su configuración espiral; aunque la mayoría de los almidones contienen moléculas de menor tamaño sin ramificar (amilosa).

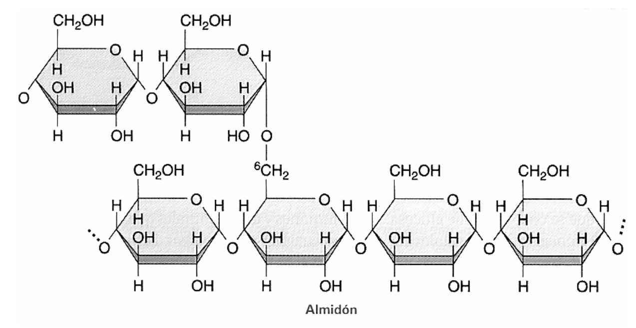
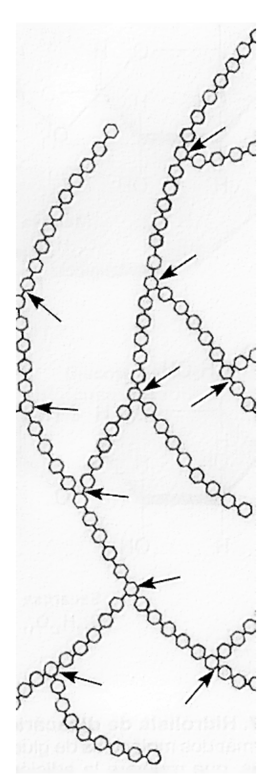


Figura 5.11 Estructura de una molécula de almidón



Esta estructura confiere a la molécula menor rigidez y debido a que presenta pocos puentes de hidrógeno, el agua puede penetrarla fácilmente.

Los almidones tienen como función el almacenamiento de alimento, en forma de gránulos, en semillas, frutas, raíces o tubérculos de algunas plantas. Las papas, el maíz, el trigo, el arroz, las manzanas, contienen cantidades considerables de almidón.

Celulosa.

Es otro polímero, formado aproximadamente por 3000 unidades de **glucosa**, es el principal componente de las plantas. Tiene un gran peso molecular, se estima entre 200 000 y 2 000 000 uma, que le confiere importantes propiedades físicas, sus cadenas no se encuentran ramificadas. La madera contiene aproximadamente 50% de celulosa, el algodón es casi pura celulosa.

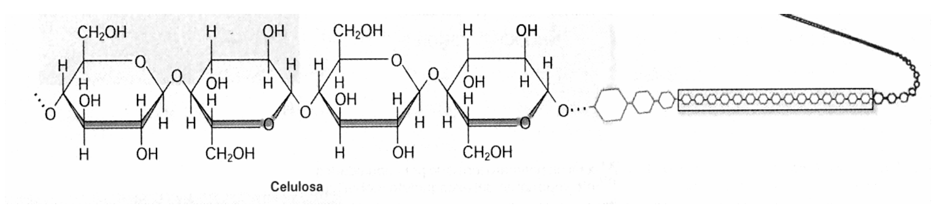


Fig. 5.12 Estructura de una molécula de celulosa.

En la estructura de la celulosa la **glucosa** se encuentra en forma β, por lo que se halla en línea recta, mientras que en el almidón está en forma α. Esta diferencia hace que el hombre pueda digerir el almidón, pero no la celulosa, por lo que su función no es nutricional, (podemos masticar y deglutir celulosa sin recibir ningún valor calórico), solamente ayuda a la formación del bolo intestinal y a eliminar los productos de la digestión. La celulosa es la base de la industria papelera, el algodón es una fibra textil de gran importancia

Glucógeno.

Es una sustancia semejante al almidón pero más ramificada, se sintetiza en los animales superiores y es conocido como almidón animal; se encuentra en los músculos, como una fuente inmediata de energía y en el hígado almacenado para mantener constante la concentración de glucosa en la sangre. Su peso molecular va de los 5000 a más de 5 millones de uma.

Polipéptidos

Son moléculas que se forman de monómeros llamados **aminoácidos** los cuales se enlazan a través de uniones peptídicas. Un **enlace peptídico** se forma entre el grupo carboxilo de un aminoácido y el grupo amino de otro dando lugar a la formación de un dipéptido.

$$H_2N - CH_2 - \underset{\underset{O}{||}}{C} - \boxed{OH \quad + \overset{\overset{H}{|}}{H}}\overset{\overset{CH_3}{|}}{N} - CH - \underset{\underset{O}{||}}{C} - OH \quad \rightarrow$$

Glicina Alanina

$$H_2N - CH_2 - \underset{\underset{O}{||}}{C} - \overset{\overset{H}{|}}{N} - \overset{\overset{CH_3}{|}}{CH} - \underset{\underset{O}{||}}{C} - OH \quad + \quad H_2O$$

Glicilalanina

La reacción puede continuar por ambos extremos con otros aminoácidos dando lugar a la formación de un polipéptido. Los **polipéptidos** o **proteínas** son macromoléculas con pesos moleculares que van de 600 a varios millones de uma.

Debido a que son 20 aminoácidos diferentes (los llamados esenciales), se puede decir que las proteínas son **multipolímeros** lo que genera un gran número de arreglos posibles, por eso hay una gran variedad de proteínas. Debido a ello sus funciones biológicas son muy variadas.

Ácidos nucleicos.

Los ácidos nucleicos son polímeros de alto peso molecular, formados por monómeros llamados **nucleótidos**, los cuales a su vez están formados por tres unidades:

1. Un azúcar de cinco carbonos (pentosa), que pude ser la ribosa para el caso del RNA o una desoxirribosa para el DNA.

2. Una base nitrogenada púrica o pirimídica.

3. Un grupo fosfato que proviene del ácido fosfórico, H_3PO_4.

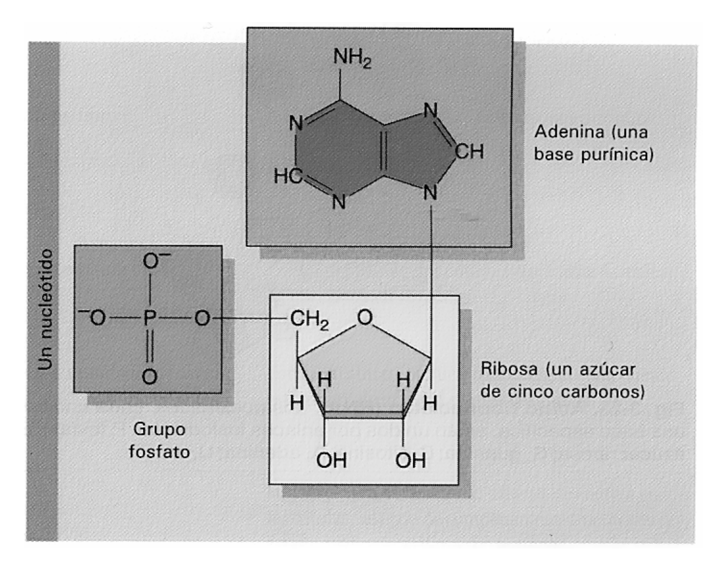


Fig. 5.13 Estructura de un nucleótido

El grupo fosfato y la base nitrogenada están unidos al azúcar por medio de una reacción de condensación.

A su vez los nucleótidos se unen entre sí a través del grupo fosfato el cual se encuentra unido al carbono 5 del azúcar de un nucleótido y al carbono 3 del azúcar de otro nucleótido, por una reacción de condensación para formar los polinucleótidos, (ADN y el RNA), figura 5.14.

Fig. 5.14 Segmento de un polinucleótido.

El ADN, ácido desoxirribonucleico es una molécula cuyo peso molecular es de 6 a 16 millones de uma, consta de dos largas cadenas de nucleótidos en forma de una doble hélice, se encuentra principalmente en el núcleo de la célula, en los cromosomas, almacena la información genética y controla la producción de proteínas.

El ARN, ácido ribonucleico es una molécula mas pequeña que el ADN, con pesos moleculares que van de 20 000 a 40 000 uma, se encuentra en el citoplasma, se encarga de acarrear la información almacenada en el ADN.

RESUMEN.

Antes de 1828 se creía que los compuestos orgánicos no podían ser sintetizados en un laboratorio, pero a partir de la síntesis de la urea realizada por Federico Wöhler los compuestos orgánicos dejaron de ser solamente los que se producían a partir de un ser vivo.

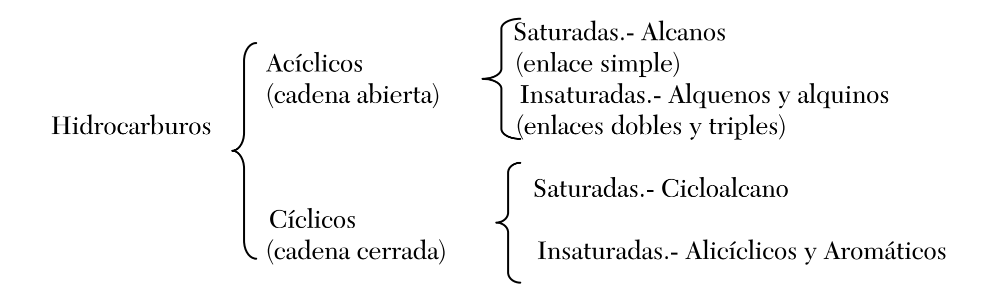
El comportamiento de los compuestos orgánicos se debe en gran parte a la hibridación, que es la combinación de orbitales atómicos para formar nuevos orbitales con diferentes formas y orientaciones, el carbono presenta tres tipos de hibridación. En la hibridación sp^3, se combina un orbital s con tres p para formar cuatro orbitales híbridos sp^3; en la sp^2 se combina un orbital s con dos p para formar tres orbitales híbridos sp^2 y cuando un orbital s se combina con un p se forma la hibridación sp.

En química orgánica los compuestos se representan por tres tipos de fórmulas:

Desarrollada	Semidesarrollada	Condensada
H H H | | | H – C – C – C – H | | | H H H	$CH_3 – CH_2 – CH_3$	C_3H_8

Una propiedad específica de los compuestos orgánicos es la concatenación, que permite la formación de **isómeros,** compuestos que tienen el mismo número de átomos de cada elemento, pero diferente estructura molecular. Existen varios tipos de isomería: de cadena o estructural, de posición o lugar, geométrica o cis-trans y la óptica.

Los **hidrocarburos** se pueden clasificar de la siguiente manera:



Otro tipo de compuestos orgánicos muy importantes son los **polímeros** o **macromoléculas** que se obtienen a partir de la polimerización por adición o por condensación, y pueden ser sintéticas o naturales de acuerdo a su origen.
Los **polímeros sintéticos** se empezaron a producir a partir de 1907 y de esta fecha en adelante ha venido desplazando a las macromoléculas naturales. Actualmente existen una infinidad de productos de uso común elaborados a partir de monómeros derivados del petróleo.

Entre las **macromoléculas naturales** más importantes se tienen las siguientes:

Polisacáridos están formados por polihidroxialdehídos y cetonas, son una fuente de energía tanto para vegetales como animales.

Las **proteínas** están formadas por monómeros llamados aminoácidos que se unen por enlaces peptídicos.

Los **ácidos nucleicos** son polímeros de los nucleótidos, los cuales a su vez, se estructuran a partir de tres unidades: una base nitrogenada, un azúcar y un grupo fosfato. El ADN se encuentra en el núcleo y el RNA en el citoplasma de la célula, la función de ambos es transmitir la información genética y la síntesis de proteína.

ACTIVIDADES DE APRENDIZAJE.

Elabora una lista de 10 compuestos orgánicos y 10 inorgánicos que uses cotidianamente.

Por equipos fabrica modelos de las hibridaciones que presenta el carbono, utiliza materiales que estén a tu alcance como bolas de unicel, palillos, globos, etcétera.

Realiza una práctica de laboratorio en la cual compruebes las diferencias entre los compuestos orgánicos e inorgánicos.

Por medio de una investigación bibliográfica enlista 3 funciones de los alcoholes, cetonas, aminas y ácidos carboxílicos.

Efectúa una práctica de laboratorio donde analices las propiedades de los polímeros.

Elabora un ensayo sobre el reciclaje de los polímeros sintéticos.

Investiga las propiedades físicas y químicas de los primeros 10 alcanos.

EVALUACIÓN.

I INSTRUCCIONES: Lee atentamente cada planteamiento y subraya la respuesta correcta.

1. En la unión carbono-carbono, por una doble covalencia la hibridación es del tipo.

a) SP b) S^2P c) SP^3 d) SP^2

2. Son elementos que intervienen frecuentemente en compuestos orgánicos.

a) N, O, Na, Ca   b) Cl, Br, H, N   c) Ar, C, N, Kr   d) O, N, C, H

3. Por la combinación de tres orbitales puros p con un orbital puro s; resultan.

a) 3 orbitales híbridos sp^2 b) 4 orbitales híbridos sp^3 c) 4 orbitales híbridos sp^2 d) 3 orbitales híbridos sp

3. Es la fórmula general de los alcanos.

a) C_nH_{2n} -2   b) $C_n(H_2O)_n$ c) C_nH_{2n} d) $C_n H_{2n+2}$

4. El grupo funcional cetona es.

a) $– CONH_2$ b) – C – H (con || O)   c) – OH   d) – C – (con || O)

5. Las cadenas se denominan saturadas porque.

a) Poseen enlaces múltiples   b) Son lineales   c) Todos sus enlaces son simples   d) Son cadenas cerradas

6. Los enlaces que unen a los aminoácidos se denominan.

a) Peptídicos   b) Glucosídico   c) Puente de hidrógeno   d) iónico

7. El polímero formado por dos o más monómeros diferentes se llama.

a) Macromolécula   b) Isómero   c) Copolímero   d) Plástico

8. Nombre que recibe la isomería generada por la capacidad de las moléculas para desviar la luz polarizada hacia la izquierda o la derecha.

a) Estructural   b) De grupo funcional   c) Óptica   d) Cis-trans

9. Son los monómero de los ácidos nucleicos.

a) Aminoácidos   b) sacáridos   c) péptidos   d) nucleótidos

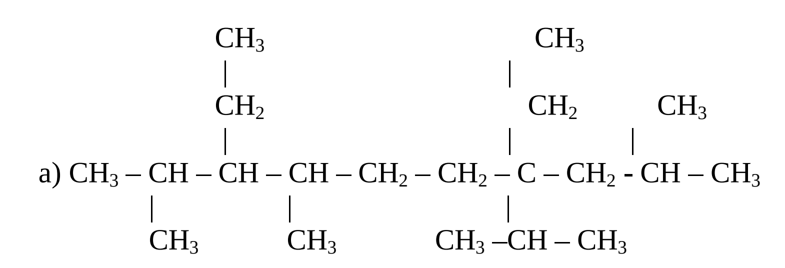
10 Polímero de la glucosa alfa.

a) Almidón b) Celulosa C) Quitina d) Sacarosa

II INSTRUCCIONES: Relaciona el grupo funcional de la columna de la derecha con su nombre de la columna de la izquierda y coloca en el paréntesis la letra correcta.

( ) Alcohol	A) R – COOH
( ) Acido	B) R – CO – R
( ) Amina	C) R – CH = O
( ) Eter	D) R - COO – R
( ) Ester	E) R – X
( ) Derivado halogenado	F) R – NH_2
( ) Alqueno	G) R – O – R
( ) Cetona	H) – C = C –
( ) Aldehído	I) R – OH

III INSTRUCCIONES: Escribe el nombre de cada una de las siguientes estructuras de acuerdo con el sistema UIQPA.



R____

b) $CH_3 - CH = CH - CH_2 - CH_2 - CH_2 - CH_3$

R ______________________________

c) $CH_3 - CH_2 - COOH$

R ______________________________

d) $CH_3 - CH_2 - CH - CH_3$ (with OH on the CH)

```
d) CH3 – CH2 - CH – CH3
                |
               OH
```

R ______________________________

e) $CH_3 - CH_2 - C - CH_2 - CH_3$ (with =O on the C)

```
e) CH3 – CH2 – C– CH2 – CH3
                ||
                O
```

R ______________________________

f) $CH_3 - CH_2 - CH_2 - CH_2 - COO - C(CH_3)_2 - CH_3$

```
                                       CH3
                                        |
f) CH3 – CH2 – CH2 – CH2 – COO – C – CH3
                                        |
                                       CH3
```

R ______________________________

g) $CH_3 - CH_2 - CH_2 - N(CH_3) - CH_3$

```
                          CH3
                           |
g)   CH3 – CH2 – CH2 – N – CH3
```

R ______________________________

h) $CH_3 - O - CH_2 - CH_2 - CH_3$

R ______________________________

IV INSTRUCCIONES: Escribe la fórmula de los siguientes compuestos:

a) Butanoamida

b) Etanoato de metilo

c) Etil metil éter

d) Etil-benceno

e) Ácido - 3 – bromo-hexanoíco

f) 2,3-Dimetil-1-buteno

g) 2,3-Dicloro-2-metil-hexano

h) 3-Etil-2,2,dimetil-hexano

i) Ciclohexeno

j) Ciclobutadieno.

V INSTRUCCIONES: Escribe la fórmula de 5 isómeros estructurales del heptano.

1.

2.

3.

4.

5.

BIBLIOGRAFÍA.

Beristain B. B., Camacho F.P., Domínguez O. M.A . Química II, Ed. Compañía Editorial Nueva Imagen, México, 1996.

Benson Sidney W. Cálculos Químicos, Ed. Limusa, México, 1983.

Burns A. Ralph. Fundamentos de Química I, Ed. Prentice Hall Hispano-americano, S.A., Segunda edición, México, 1996.

Castellanos Malo Salvador. Química Orgánica, Ed. Mc Graw Hill, Primera edición, 1999.

De la Llata Loyola Ma. Dolores. Química Orgánica, Ed. Progreso,Primera reimpresión, México, D.F. 1998.

Devore E., Muñoz Mena G. Química Orgánica, Ed. Publicaciones Cultura, Segunda edición, México, 1959.

Eldra Pearl Solomon, Linda R. Berg, Biología, Ed, Mc Graw-Hill, Interamericana, México, 1999.

Flores de Labardin Teresita, Ramírez de Delgado Arcelia. Química Orgánica, Ed. Esfinge, Decimotercera edición, México, 2001.

Chang, Raymond. Química, Ed. Mc Graw Hill, Sexta edición, México, 1999.

García Pérez J. A., Teyon Rivera J.M. Formulación y Nomenclatura de Química Inorgánica Normas I.U.P.A.C., Ed. Tebarflores S.L., Madrid, 1993.

Garritz A. y Chamizo J.A. Química, Ed. Addison Wesley Iberoamericana, México, 1998.

Guayasamin Guerrero Guido. Química, Una versión moderna, Segunda edición, Ed. Limusa, México, 1991.

Holum John R., Química Orgánica, Ed. Limusa, 1994.

Morris Hein. Fundamentos de Química, Internacional Thomson Editores, S.A. de C.V., 1997.

Mortimer Charles E. Química, Editorial Iberoamericana, Quinta edición, México, 1983.

Norman Joseph. Análisis Cuantitativo y Química Inorgánica. Ed. CECSA, Primera edición, 1977.

Ocampo G.A. Fabila. Fundamentos de Química 1, Ed. Publicaciones Cultural, Quinta Edición, México, 1999.

Phillips John S. Victor S. Strozak, Cheryl Wistrom. Química Conceptos y Aplicaciones. Ed. Mc Graw Hill, México, 2000.

Recio del Bosque, Francisco. Química inorgánica, Mc Graw Hill, Segunda edición, México, 2000.

Seese William S. y Daub G. William. Química. Ed.Prentice–Hall Hispanoamericana, S.A., México, 1989.

Smoot R.C. Price J.Smith R.G Química un curso Moderno. Ed. Merril Publishing Company. U.S.A, 1965.

Villarreal Fidel, Javier Rivas. Estequiometría, Ed. Trillas, México, 1991.

Zundahl Steven S. Fundamentos de Química, Ed. Mc. Graw Hill, Trad. Aguilar Ortega Ma. Teresa. México, 1992.